This is a digital copy of a book that was preserved for generations on library shelves before it was carefully scanned by Google as part of a project to make the world's books discoverable online.

It has survived long enough for the copyright to expire and the book to enter the public domain. A public domain book is one that was never subject to copyright or whose legal copyright term has expired. Whether a book is in the public domain may vary country to country. Public domain books are our gateways to the past, representing a wealth of history, culture and knowledge that's often difficult to discover.

Marks, notations and other marginalia present in the original volume will appear in this file - a reminder of this book's long journey from the publisher to a library and finally to you.

Usage guidelines

Google is proud to partner with libraries to digitize public domain materials and make them widely accessible. Public domain books belong to the public and we are merely their custodians. Nevertheless, this work is expensive, so in order to keep providing this resource, we have taken steps to prevent abuse by commercial parties, including placing technical restrictions on automated querying.

We also ask that you:

+ *Make non-commercial use of the files* We designed Google Book Search for use by individuals, and we request that you use these files for personal, non-commercial purposes.
+ *Refrain from automated querying* Do not send automated queries of any sort to Google's system: If you are conducting research on machine translation, optical character recognition or other areas where access to a large amount of text is helpful, please contact us. We encourage the use of public domain materials for these purposes and may be able to help.
+ *Maintain attribution* The Google "watermark" you see on each file is essential for informing people about this project and helping them find additional materials through Google Book Search. Please do not remove it.
+ *Keep it legal* Whatever your use, remember that you are responsible for ensuring that what you are doing is legal. Do not assume that just because we believe a book is in the public domain for users in the United States, that the work is also in the public domain for users in other countries. Whether a book is still in copyright varies from country to country, and we can't offer guidance on whether any specific use of any specific book is allowed. Please do not assume that a book's appearance in Google Book Search means it can be used in any manner anywhere in the world. Copyright infringement liability can be quite severe.

About Google Book Search

Google's mission is to organize the world's information and to make it universally accessible and useful. Google Book Search helps readers discover the world's books while helping authors and publishers reach new audiences. You can search through the full text of this book on the web at `http://books.google.com/`

HD WIDENER
HW SQAP 9

Digitized by Google

Chem 428.24

HARVARD
COLLEGE
LIBRARY

Digitized by Google

Digitized by Google

Digitized by Google

TRAITÉ
DE CHIMIE.
TOME I.

Digitized by Google

DE L'IMPRIMERIE DE FEUGUERAY,
RUE DU CLOÎTRE SAINT-BENOÎT, N°. 4.

Digitized by Google

TRAITÉ
DE CHIMIE
ÉLÉMENTAIRE,
THÉORIQUE ET PRATIQUE;

Baron Louis Jacques

PAR L.-J. THÉNARD,

De l'Académie royale des Sciences de l'Institut de France; Professeur de Chimie au Collége royal de France, à l'École royale Polytechnique et à la Faculté des Sciences de l'Académie de Paris; Associé libre de l'Académie royale de Médecine; Membre de la Société philomatique, de la Légion-d'Honneur; Correspondant des Académies de Berlin, de Stockholm, d'Édimbourg, de Madrid, de Naples, de Munich, d'Erfurt, etc.

QUATRIÈME ÉDITION

EN CINQ VOLUMES,

Revue, corrigée et augmentée.

TOME PREMIER.

Robert Troup Paine
in
Harvard College

A PARIS,
CHEZ CROCHARD, LIBRAIRE,
RUE DE SORBONNE, N° 3,
ET CLOÎTRE SAINT-BENOÎT, N° 16.
1824.

Digitized by Google

~~T.565~~
Chem 428.24
1879, April 9.
Paine bequest.
(Tom. I. - V.)

HARVARD COLLEGE LIBRARY

Digitized by Google

A MON AMI

GAY-LUSSAC,

MEMBRE DE L'ACADÉMIE ROYALE DES SCIENCES
DE L'INSTITUT DE FRANCE,

PROFESSEUR DE CHIMIE A L'ÉCOLE ROYALE
POLYTECHNIQUE,

PROFESSEUR DE PHYSIQUE A LA FACULTÉ DES SCIENCES
DE L'ACADÉMIE DE PARIS, etc., etc., etc.

Digitized by Google

Digitized by Google

PRÉFACE.

Cette édition, pour laquelle j'ai fait tous les changemens et toutes les additions qu'exigeaient les découvertes qui se sont succédées rapidement depuis la publication de l'édition précédente, se compose de cinq volumes. Je traite dans les quatre premiers de tout ce qui concerne les propriétés des corps, et dans le cinquième, de l'analyse chimique : celui-ci renferme, en outre, toutes les planches de l'ouvrage, la description des ustensiles que l'on doit se procurer dans un laboratoire de chimie, la manière de se servir de ces ustensiles, et l'indication de leurs usages.

L'oxigène étant le corps simple le plus généralement répandu et le seul qui ait une grande influence sur presque tous les résultats chimiques, j'ai continué de le considérer à part, et d'appeler *corps combustible* chacun des élémens avec lesquels

Digitized by Google

il est capable de s'unir. Ce nom est donc le même que celui de *corps oxidable* ou *oxigénable*.

D'ailleurs, la méthode que j'ai constamment suivie consiste à procéder du simple au composé, du connu à l'inconnu, à réunir dans un même groupe tous les corps analogues, et à les étudier d'abord d'une manière générale et ensuite d'une manière particulière : on la trouvera exposée 1er volume, page 40. L'avantage de cette méthode, employée par les naturalistes, se fera sentir surtout dans l'étude des métaux et des composés dont ils font partie. En effet, il est possible de faire de ces sortes de corps une étude générale si précise, qu'on soit presque dispensé de les étudier en particulier. Pour s'en convaincre, il suffira de lire les chapitres consacrés à l'histoire des sels ou des métaux, ou bien encore des phosphures, des sulfures, des oxides métalliques.

En considérant ainsi les phénomènes, l'on évite nécessairement de fréquentes répétitions : aussi ai-je renfermé dans les quatre premiers volumes ce qui, par les méthodes adoptées jusqu'ici dans les ou-

Digitized by Google

vrages de chimie, aurait fait la matière d'un bien plus grand nombre.

Cependant il me semble avoir exposé à-peu-près tous les faits qui sont connus, et n'avoir parlé d'aucun sans en donner l'explication, et sans dire comment on peut le constater; j'ai même été quelquefois minutieux dans la description des expériences, parce que j'ai voulu mettre le lecteur dans le cas de les répéter toutes.

J'ai donné une idée précise de la théorie atomistique dans le premier volume; mais j'ai cru devoir ne présenter le poids des atomes que dans le cinquième volume : j'en ai fait autant pour les nombres proportionnels.

La reconnaissance me fait un devoir de dire que M. Beudant, professeur de minéralogie à la Faculté des Sciences, a bien voulu revoir toute la partie minéralogique de mon traité, si bien que dans l'état où elle se trouve, on doit la considérer plutôt comme son ouvrage que comme le mien. M. Guéniveau, professeur de métallurgie à l'École des Mines, a également eu la bonté de relire le cha-

Digitized by Google

pitre qui concerne l'extraction des métaux, et de me faire à ce sujet des observations qui m'ont été très-utiles. Qu'il me soit permis d'offrir à ces deux savans un témoignage public de ma gratitude.

Malgré les soins que j'ai pris pour éviter toutes espèces d'erreurs, j'en aurai commis sans doute quelques-unes : je saurai beaucoup de gré à ceux qui voudront bien me les faire connaître.

Digitized by Google

ERRATA.

Le Lecteur est prié de faire les corrections suivantes :

Page.	Lignes.
21,	avant-dernière : tous les gaz ; *lisez :* tous les gaz simples.
24,	19 et 20 : comme ces deux nombres sont entr'eux ou comme 1 à 4 ; *lisez :* comme 1 à 4.
71,	2 : autra ; *lisez*, aura.
99,	2 : deux kilog. à 110 ; *lisez :* deux kilog. à 11°.
103,	15 : 0_0 ; *lisez*, 0°.
115,	dernière : qu'ils feront connaître ; *lisez :* qu'ils devaient faire connaître.
156,	5 : dont l'extrémité ; *lisez :* dont l'une des extrémités.
177,	19, 20, 21, 22 et 23 : au lieu de la phrase commençant par ces mots : or, pour prévenir ces accidens, etc., etc. ; *lisez :* or, pour prévenir ces accidens, il faut éclairer le mineur par une lampe qu'on recouvre d'un cylindre de toile métallique, fixé solidement par des montans en fer.
203,	17 : per-carburé ; *lisez*, deuto-carburé.
217,	9 de la première colonne : per-carboné ; *lisez*, deuto-carboné.
228,	première ; de temps en temps ; *lisez*, rarement.
239,	10 : *et ; lisez*, est.
252,	20 : ascenison, *lisez*, ascension.
323,	15 : sous un angle de 70° ; *lisez :* sous un angle de 70° dans le plan du méridien magnétique.
362,	20 : Ricther ; *lisez*, Richter.
463,	dernière de la note : se grener ; *lisez*, s'égrener.
517,	12 : de ; *lisez*, du.
579,	30 : sel ; *lisez*, seul.

Digitized by Google

Digitized by Google

TABLE

DES MATIÈRES CONTENUES DANS CE VOLUME.

PRÉFACE. Page vij

PREMIÈRE PARTIE.

CORPS INORGANIQUES.

LIVRE Ier. *Notions sur la nature des Corps, sur la force qui unit leurs parties constituantes, et sur les lois d'après lesquelles ces parties se combinent.* Page 1
De la Cohésion. 5
De l'Affinité. 8
Théorie atomistique. 20
LIVRE IIe. *De la Nomenclature chimique, et de l'Ordre suivant lequel les corps seront étudiés.* 25
LIVRE IIIe. *Des Corps ou des Fluides impondérables.* 41
Du Calorique. Ibid.
Du Calorique rayonnant. 43
De l'Équilibre du calorique. 48
De l'Elasticité, de la Ténuité, de l'Invisibilité et de l'Impondérabilité du calorique. 50
De la Propagation du calorique à travers les corps. 52
De la Dilatation. 53
Des Thermomètres. 61
Causes de l'état et du changement d'état des corps. 77
De la Décomposition des corps par le calorique. 93

Digitized by Google

Du Refroidissement des corps et de leur Contraction par le froid. Page 94
Du Calorique spécifique. 95
Des Procédés par lesquels on peut déterminer le calorique spécifique des corps. 98
Calorique spécifique de diverses substances, comparé à celui de l'eau pris pour unité. 104
Tableau des quantités de glace fondue par la chaleur provenant de la combustion de plusieurs corps. 108
Tableau de l'élévation de température que la combustion de 1 gramme de diverses substances communique à 1 gramme d'eau. 109
Chaleur spécifique des différens gaz sous une même pression, celle de l'air atmosphérique étant prise pour unité. 112
Chaleur spécifique des gaz comparée à celle de l'eau prise pour unité. 113
Sources du Calorique. 119
Du Froid. 121
Des Propriétés chimiques de la lumière. 125
De l'Électricité. 128
Du Fluide magnétique. 148
De l'Électro-magnétisme. 149
Tableau des tendances électriques de différens corps, 156

LIVRE IVe. *De l'Oxigène; de la Combustion et de la Flamme.* 160
De la Combustion. 167
De la Flamme. 173

LIVRE Ve. *Des Corps combustibles simples.* 181

Chap. Ier. *Des Corps combustibles simples non métalliques.* Ibid.

Digitized by Google

De l'Hydrogène. Page 182
Du Bore. 192
Du Carbone. 193
Du Phosphore. 209
Du Soufre. 221
Du Sélénium. 229
Du Chlore. 232
De l'Iode. 243
De l'Azote. 246
De l'Air atmosphérique. 248
Tableau de la densité des Gaz et des Vapeurs. 265
CHAP. II. *Des Métaux.* 284
Tableau de leur découverte. 287
Tableau de la couleur des métaux. 290
Tableau de la Pesanteur spécifique des Métaux, par ordre de plus grande densité, à la température ordinaire. 292
Tableau de leur ductilité et de leur malléabilité. 294
Tableau des Métaux rangés suivant l'ordre de leur plus grande fusibilité. 299
Des Métaux de la première section, ou des Métaux des terres, des Métaux terreux. 309
Des Métaux de la deuxième section, ou des Métaux des alcalis, des Métaux alcalins. 310
Calcium. 311
Strontium et Barium. 312
Lithium. Ibid.
Potassium. Ibid.
Du Sodium. 316
Des Métaux de la troisième section. 318
Manganèse. Ibid.
Zinc. 319
Fer. 322
Pierres tombées de l'atmosphère. 327

Digitized by Google

Etain. Page 329
Cadmium. 332
Des Métaux de la quatrième section. 334
Arsenic. 335
Molybdène. 339
Chrôme. 341
Tungstène. 342
Colombium. 343
Antimoine. 345
Urane. 348
Cérium. 349
Cobalt. 350
Titane. 353
Bismuth. 354
Cuivre. 356
Tellure. 359
Nickel. 362
Plomb. 364
Des Métaux de la cinquième section. 366
Mercure. 367
Osmium. 370
Des Métaux de la sixième section. 371
Argent. Ibid.
Palladium. 375
Rhodium. 376
Platine. 377
Or. 380
Iridium. 383

LIVRE VIe. *Des Combinaisons des corps combustibles les uns avec les autres.* 384

CHAP. Ier. *Des Combinaisons réciproques des corps combustibles non métalliques.* Ibid.

Digitized by Google

Art. Ier. *Des Combinaisons de l'hydrogène avec les corps combustibles simples non métalliques.* Page 384
De la Combinaison de l'hydrogène avec le carbone. 385
Hydrogène deuto ou bi-carboné. 386
Hydrogène proto-carboné ou gaz inflammable des marais. 394
Hydrogène quadri-carboné ou sur-carboné. 398
De la Combinaison du gaz hydrogène avec le phosphore. Ibid.
Hydrogène per-phosphoré. Ibid.
Hydrogène proto-phosphoré. 404
De la Combinaison de l'hydrogène avec le soufre. 406
Hydrure de soufre. Ibid.
De la Combinaison de l'hydrogène avec les autres corps combustibles non métalliques. 407
Art. II. *Des Combinaisons du carbone avec les corps combustibles simples non métalliques.* 408
Du Carbure de soufre. Ibid.
Des Carbures de chlore ou des Chlorures de carbone. 415
Du Cyanogène ou de l'Azote carboné. 419
Art. III. *Des Combinaisons du phosphore avec les corps combustibles simples non métalliques.* 422
Du Phosphure de soufre. Ibid.
Du Phosphure de sélénium. 426
Du Phosphure d'iode. 427
Des Phosphures de chlore ou des Chlorures de phosphore. 428
Art. IV. *Des Combinaisons du soufre avec les corps combustibles simples non métalliques.* 432
Du Sulfure de sélénium. Ibid.

Digitized by Google

Du Sulfure de chlore ou du Chlorure de soufre. P. 433
Du Sulfure d'iode. 435
Art. V. *Des Combinaisons du sélénium avec les corps combustibles non métalliques.* 436
Art. VI. *Des Combinaisons du chlore avec les corps combustibles simples non métalliques.* Ibid.
Du Chlorure d'Iode. 437
Du Chlorure d'azote. Ibid.
Art. VII. *Des Combinaisons de l'Iode avec les corps combustibles simples non métalliques.* 441
De l'Iodure d'azote. 442
Art. VIII. *Des Combinaisons de l'Azote avec les autres corps combustibles non métalliques.* 443
Chap. II. *De la Combinaison des corps combustibles non métalliques avec les métaux.* Ibid.
De la Combinaison de l'hydrogène avec le potassium. 444
De l'Hydrure de potassium. Ibid.
Du Gaz hydrogène potassié. 445
Des Combinaisons de l'hydrogène avec l'arsenic. 446
Hydrure d'arsenic. Ibid.
Hydrogène arseniqué. 447
Gaz hydrogène telluré et Hydrure de tellure. 451
Des Borures de fer et de platine 453
De la Combinaison du carbone avec le fer. Ibid.
De l'Acier ou du proto-carbure de fer, 454
De la Plombagine ou du Per-carbure de fer. 469
Des Phosphures métalliques. 472
Des Phosphures en particulier. 480
Des Sulfures métalliques. 486
Des Sulfures en particulier. 498
Sulfures de Barium, Strontium et Calcium. Ibid.

Digitized by Google

Sulfure de Potassium. Page 500
Sulfure de Sodium. 501
Sulfure de Manganèse. Ibid.
Sulfure de Zinc. 502
Sulfures de Fer. 504
Sulfures d'Etain. 506
Sulfure de Cadmium. 509
Sulfure d'Arsenic. Ibid.
Sulfure de Molybdène. 513
Proto-Sulfure d'Antimoine. 514
Sulfure de Bismuth. 515
Sulfures de Cuivre. 516
Proto-Sulfure de Plomb. 517
Sulfure de Mercure. 519
Proto-Sulfure d'Argent. 522
Sulfure de Platine. 523
Sulfures de Palladium, de Rhodium et d'Iridium. 525
Des autres Sulfures métalliques. 526
Des Sulfures doubles. 527
Des Séléniures. 528
Des Chlorures. 533
Des Iodures. 539
Des Iodures en particulier. 542
Des Azotures métalliques. 545
CHAP. III. *Des Alliages.* Ibid.
Alliages dont la densité est plus grande que la densité moyenne des métaux qui les constituent. 549
Alliages dont la densité est moins grande que la densité moyenne des métaux qui les constituent. Ibid.
Tableau des alliages binaires ductiles et cassans.
Amalgames. 555
Alliages de potassium. 559
Alliages de sodium. 564
Alliages d'étain. Ibid.

Digitized by Google

Alliages de Bismuth. Page 573
Alliages de plomb. Ibid.
Alliages de cadmium. 575
Alliages d'arsenic. 576
Alliages de zinc. 578
Alliages d'antimoine. 580
Alliages d'argent. 581
Alliages de cuivre. 583
Alliages d'or. 585
Alliages de fer. 586
Alliages de platine. 587
Des Alliages ternaires et quaternaires, etc. Ibid.

FIN DE LA TABLE DES MATIÈRES DU PREMIER VOLUME.

Digitized by Google

TRAITÉ
DE CHIMIE
ÉLÉMENTAIRE,
THÉORIQUE ET PRATIQUE.

PREMIÈRE PARTIE.

CORPS INORGANIQUES.

LIVRE PREMIER.

Notions sur la nature des Corps, sur la force qui unit leurs parties constituantes et sur les lois d'après lesquelles ces parties se combinent.

1. Il existe un petit nombre de corps dont on ne peut retirer qu'une sorte de matière. Il en existe, au contraire, un grand nombre dont on peut retirer plusieurs matières de nature différente.

Les premiers sont appelés *corps simples*, et les seconds, *corps composés*. Le fer est un corps simple ou un *élément*, parce que, de quelque manière qu'il soit traité, on n'en extrait que du fer; le marbre est un corps composé parce

Digitized by Google

qu'on en peut extraire de la chaux, du charbon et un air particulier.

Les anciens ont cru qu'il n'y avait que quatre élémens : le feu, l'eau, l'air et la terre. Cette opinion, émise pour la première fois par Aristote, et professée pendant si longtemps, n'est plus soutenue que par ceux qui n'ont fait aucune étude des sciences. D'une part, il est démontré que l'air, l'eau et la terre sont de véritables composés ; et de l'autre, il paraît que les élémens ne sont pas en si petit nombre qu'on se l'était imaginé d'abord : les chimistes en reconnaissent aujourd'hui cinquante-deux (*a*) ; mais comme il est possible qu'il en soit un jour de ceux-ci comme des élémens admis anciennement, et qu'il est probable qu'on en découvrira de nouveaux parmi les corps qui n'ont point encore été examinés, il est évident qu'on ne sera jamais certain de connaître le nombre des élémens réels. Quoi qu'il en soit, ce sont les cinquante-deux corps considérés actuellement comme élémentaires qui, seuls ou combinés deux à deux, trois à trois, etc., seront censés constituer pour nous tous les corps de la nature.

2. On dit que les corps se combinent lorsqu'ils agissent les uns sur les autres, de manière à n'en plus former qu'un seul dont toutes les parties, même les plus ténues, contiennent une certaine quantité de chacun d'eux. C'est ainsi qu'en faisant fondre dans un creuset 80 parties de plomb et 20 parties de soufre, on obtient un composé dans les plus petits fragmens duquel on trouve du plomb et du soufre. C'est encore ainsi qu'en faisant fondre du sel dans l'eau, il en résulte une liqueur dont toutes les gouttes sont salées.

(*a*) L'on ne comprend point dans ce nombre les fluides impondérables, et l'on y comprend, au contraire, le radical présumé de l'acide fluorique.

Digitized by Google

3. Lorsque les corps se combinent, on n'aperçoit pas, même avec le microscope, les parties entre lesquelles la combinaison a lieu, tant elles sont ténues; il en résulte de nouvelles parties moins petites que les précédentes, puisqu'elles sont composées des premières, mais assez petites encore pour n'être pas sensibles à la vue. Quelquefois ces nouvelles parties restent isolées après leur formation, et sont toujours invisibles comme l'air; le plus souvent elles se réunissent et forment un seul corps qui apparaît à l'état liquide ou solide.

Dans tous les cas, quelle que soit leur nature ou leur manière d'être, qu'elles soient simples ou composées, nous les désignerons par le nom de *molécules* ou *atomes :* de là, des molécules ou atomes simples, des molécules ou atomes binaires, ternaires, etc.

Il est essentiel de distinguer les molécules appartenant à chacun des corps qui s'unissent, et celles qui, provenant de cette union, forment masse par leur rapprochement ou leur agrégation. Nous appelons les premières *molécules constituantes*, et les autres *molécules intégrantes.*

Les molécules intégrantes sont donc toutes de la même nature que le corps dont elles font partie; ce sont, à proprement parler, les particules de ce corps : aussi leur donne-t-on souvent ce nom, et cette dénomination est même préférable, en ce qu'elle évite la confusion du langage.

Les molécules constituantes sont, au contraire, de nature différente; il en existe autant de sortes dans un composé qu'il contient de corps divers; elles se combinent une à une ou deux à une, etc., enfin toujours en petit nombre, comme nous le verrons par la suite, pour constituer des molécules intégrantes ou des particules. Tous les corps composés contiennent ces deux genres de molécules, tandis que les corps simples n'en peuvent contenir que d'un genre, c'est-à-dire d'intégrantes.

Digitized by Google

Pour plus de clarté, supposons deux corps simples; représentons chaque molécule du premier par *A*, et chaque molécule du second par *B*; admettons que, dans la combinaison de ces deux corps, une molécule de l'un s'unisse avec une molécule de l'autre, il est évident que les molécules constituantes du composé seront les molécules mêmes *A*, *B*, et que chaque molécule intégrante ou particule de ce composé sera formée d'une molécule *A*, plus d'une molécule *B*.

Que si les molécules *A*, *B*, au lieu d'être simples, étaient elles-mêmes déjà composées, si elles étaient binaires, par exemple, alors les molécules intégrantes du nouveau composé seraient d'un ordre plus compliqué; chacune d'elles contiendrait quatre molécules unies primitivement deux à deux, et conservant peut-être encore cette sorte d'union dans la nouvelle combinaison. (*Voy.* p. 34.)

4. Tous les corps ne se combinent pas les uns avec les autres, parce que différentes causes dont nous parlerons bientôt s'y opposent; mais tous tendent à se combiner. Nous ne pouvons expliquer cette tendance générale à la combinaison qu'en admettant l'existence d'une force inhérente aux molécules de la matière. Cette force, quelle qu'en soit la cause, car nous l'ignorons absolument, a été appelée *attraction moléculaire*; elle n'a lieu qu'à des distances inappréciables, ou près du point de contact: en effet, si la distance qui sépare deux corps est mesurable, si l'œil peut la saisir, leurs molécules ne s'attireront point; mais s'ils se touchent, ou s'ils sont dans un contact apparent, elles pourront s'attirer et s'unir. Cette attraction paraît donc être bien différente de l'attraction planétaire, puisque celle-ci s'exerce entre les masses et à des distances considérables, et qu'elle agit toujours en raison directe des masses et en raison inverse du carré des distances.

5. L'attraction moléculaire prend différens noms, se-

Digitized by Google

lon qu'elle a lieu entre des molécules de même nature, ou des molécules de nature différente : elle s'appelle *cohésion* dans le premier cas, et *affinité* dans le second. Examinons les phénomènes qui dérivent de ces deux forces.

DE LA COHÉSION.

6. La cohésion étant la force qui unit les molécules de même nature, c'est-à-dire, les molécules intégrantes ou les particules d'un corps, doit être en proportion directe avec l'effort nécessaire pour désunir ces molécules ou particules ; il suit de là qu'elle est insensible dans l'air ou les fluides aériformes, qu'elle est très-faible dans les liquides, et plus ou moins grande dans les solides.

7. La cohésion qui existe entre les particules respectives de deux corps que l'on veut combiner est toujours un obstacle à leur combinaison : si donc cette cohésion est plus grande que leur affinité, la combinaison ne pourra avoir lieu. Voilà pourquoi les corps à l'état solide ne se combinent point ensemble, ou du moins ne se combinent que très-rarement. Prenons pour exemple le plomb et le soufre, et représentons la cohésion et l'affinité par des nombres. Supposons que la cohésion qui unit les particules du soufre soit égale à 7, ainsi que celle qui unit les particules du plomb, et que l'affinité des particules du soufre pour celles du plomb ne soit égale qu'à 6 : il est évident que dans ce cas la combinaison n'aura pas lieu, puisque la cohésion des deux corps qui doivent s'unir l'emporte sur leur affinité. Mais vient-on à fondre ces deux corps, ils se combinent à l'instant même : c'est qu'alors leur cohésion devient pour ainsi dire nulle, tandis que leur affinité réciproque est encore très-sensible, ce qui prouve que la première de ces forces décroît dans un rapport beaucoup plus grand que la seconde.

Si la cohésion qui existe entre les particules respectives

Digitized by Google

de deux corps que l'on veut combiner est un obstacle à leur combinaison, on remarque, au contraire, que la cohésion des molécules intégrantes du composé auquel ils doivent donner lieu favorise la formation de ce composé : c'est ce qu'on verra particulièrement en traitant des sels (721 et 721 *bis*).

8. Lorsqu'on diminue d'une manière quelconque la cohésion d'un corps solide, au point de le rendre liquide ou gazeux, et qu'ensuite on fait disparaître la cause de ce changement, le corps revient à son premier état, et ses molécules se disposent de telle manière qu'elles donnent naissance à un solide régulier qu'on appelle *cristal*. Par conséquent, toutes les fois qu'un corps passera de l'état gazeux ou liquide à l'état solide, il cristallisera. Si ce passage était trop rapide, la cristallisation serait confuse, ou les formes qu'affecterait le solide ne seraient pas régulières. Il se pourrait même faire qu'il n'en résultât qu'une masse, au milieu de laquelle on distinguerait à peine quelques rudimens de cristaux. C'est un phénomène de ce genre qui a lieu, lorsqu'en mêlant ensemble deux portions d'eau tenant en dissolution, l'une un corps A et l'autre un corps B, il se forme un composé AB insoluble dans l'eau, ou dont les particules ont plus de cohésion entre elles que d'affinité pour ce liquide. Alors ce composé apparaît sous forme de poudre ou de flocons, et se dépose ou se précipite, en général, au fond du vase dans lequel on opère : de là l'expression de *précipité*, que nous emploierons pour désigner un corps solide séparé tout-à-coup d'un liquide.

9. Les agens que nous employons ordinairement pour faire cristalliser les corps sont l'eau et le feu, et quelquefois l'esprit-de-vin.

Il y a deux manières de faire cristalliser les corps par l'eau : tantôt on les dissout dans ce liquide à l'aide de la

Digitized by Google

chaleur, et on laisse refroidir la dissolution; tantôt on abandonne la dissolution refroidie à une évaporation spontanée. Dans le premier cas, la cristallisation a lieu, parce que l'eau a la propriété de dissoudre une plus grande quantité du corps à chaud qu'à froid, et qu'on en dissout une quantité telle, qu'une portion se dépose nécessairement par le refroidissement. Dans le second cas, elle est due à ce que l'eau se vaporisant, il arrive bientôt une époque à laquelle le corps qu'elle contient ne peut plus être tout entier dissous (706). Les corps, en cristallisant au milieu de l'eau, en retiennent presque toujours une portion plus ou moins grande, qu'on appelle ordinairement *eau de cristallisation.*

Il y a également deux manières de faire cristalliser les corps par le feu : l'une consiste à les chauffer au point de les fondre, à les laisser refroidir tranquillement jusqu'à ce qu'il se soit formé une croûte à leur surface, à percer cette croûte, et à décanter les parties intérieures, qui, à cette époque, sont encore liquides : on obtient, par ce moyen, toutes les autres parties sous forme d'une couche solide et cristalline. Cette couche se moule dans le vase où l'on opère; de sorte que, si ce vase est un creuset, ce qui arrive le plus souvent, il en résulte une sorte de géode ou cavité remplie de cristaux : c'est ce que nous offrent à un degré remarquable le soufre et le bismuth.

L'autre manière consiste à réduire les corps en vapeurs et à les condenser peu à peu. Cette méthode n'est pas souvent pratiquée, parce qu'il y a peu de solides volatils. L'arsenic peut être cité comme exemple : mettez 40 à 50 grammes d'arsenic dans une cornue de grès; bouchez-en le col avec un bouchon percé d'un petit trou; exposez la panse de cette cornue à l'action d'un feu capable d'en faire rougir la partie inférieure, pendant demi-heure; laissez-la refroidir ensuite, et cassez-la, vous trouverez tout l'ar-

Digitized by Google

senic dans le col, sous forme de cristaux extrêmement brillans.

Quant à la cristallisation par l'alcool, elle se fait toujours en opérant la dissolution du corps à l'aide de la chaleur, et laissant refroidir cette dissolution; procédé qui est entièrement semblable à celui que nous avons indiqué d'abord.

10. Un corps d'une espèce déterminée peut prendre, en cristallisant, des formes régulières extrêmement variées, quelquefois si éloignées les unes des autres, qu'au premier aperçu l'on ne soupçonnerait pas le moindre rapport entre elles. Cependant, en les étudiant avec soin, on reconnaît bientôt qu'elles dérivent les unes des autres de la manière la plus simple, et que toutes celles qui ont été observées peuvent être ramenées à un très-petit nombre de types fondamentaux.

L'examen de ces formes n'appartenant pas spécialement à notre sujet, nous renverrons ceux qui voudront les étudier aux ouvrages de cristallographie.

DE L'AFFINITÉ.

11. L'affinité, ou la force qui tend à unir les molécules de nature différente, varie entre les différens corps. Par conséquent, un corps *A* n'a pas pour un corps *B* le même degré d'affinité que pour un corps *C*; d'où il suit qu'il sera plus ou moins facile de séparer *A* de *B*, que de le séparer de *C*, *toutes circonstances égales d'ailleurs*.

Cette force est modifiée dans ses résultats :

1°. *Par la quantité relative des corps entre lesquels la combinaison peut avoir lieu.* Souvent les corps s'unissent en diverses proportions, quelquefois même en toutes proportions. On remarque alors que l'un tient d'autant plus à l'autre qu'il est en plus petite quantité par rapport à celui-ci. Supposons trois composés formés, le premier, de 1 de *A* et de 1 de *B*; le second, de 1 de *A* et de 2

Digitized by Google

de *B*; le troisième, de 1 de *A* et de 3 de *B*; il sera plus facile d'enlever une portion de *A*, et moins facile au contraire d'enlever une portion de *B* au premier qu'au second, et à plus forte raison qu'au troisième. En réfléchissant sur ce phénomène, on voit bientôt qu'il en doit être ainsi; car, dans le premier composé, il n'y a, par exemple, qu'une molécule de *B* qui agit sur une molécule de *A*; au lieu que dans le troisième il y en a trois. Cependant l'affinité de *A* pour *B* dans celui-ci n'est pas triple de ce qu'elle est dans le précédent, ce qui s'expliquerait facilement en admettant que la deuxième et la troisième molécule *B* doivent être moins près que la première de la molécule *A*, avec laquelle elles sont unies. Mais comment connaître la position respective des molécules?

2°. *Par les combinaisons dans lesquelles les corps peuvent être engagés.* Si un corps *A* est combiné avec un corps *B*, son action sur un corps *C* sera nécessairement toute autre que s'il était libre. En général, elle sera moindre, et quelquefois nulle.

3°. *Par la cohésion.* C'est ce qui a été démontré en parlant de cette force (7), et ce qui nous permet d'expliquer un grand nombre de phénomènes qui dépendent de l'action des liquides sur les solides. Comment se fait-il, par exemple, que le sel se dissolve dans l'eau? C'est que la force de cohésion du sel est moins grande que son affinité pour l'eau, et que les molécules intégrantes du nouveau composé se placent à une telle distance les unes des autres que ce composé affecte l'état liquide. Mais pourquoi l'eau ne peut-elle dissoudre qu'une certaine quantité de sel? C'est qu'à mesure qu'elle en dissout, son action sur le sel diminue, probablement à cause de l'éloignement des molécules, et qu'il arrive nécessairement une époque à laquelle sa tendance à s'unir au sel est moins grande que la cohésion des particules de celui-ci. Le

Digitized by Google

même raisonnement s'applique aux autres liquides et solides; d'où l'on voit que si certains solides résistent à l'action de quelques liquides et y sont insolubles, cela tient à ce que la cohésion l'emporte sur l'affinité : telle est l'eau par rapport au sable.

4°. *Par le calorique.* Lorsqu'on expose les corps à l'action de ce fluide, ou qu'on les échauffe, ils augmentent de volume, passent souvent de l'état solide à l'état liquide, et de cet état à l'état gazeux. Le calorique éloigne donc les molécules d'un corps quelconque, et en diminue par conséquent l'attraction : cependant il concourt souvent à la combinaison d'un grand nombre de corps, et surtout de ceux qui sont solides. Mettez deux corps solides en contact, ils ne se combineront point, parce que leur cohésion l'emportera sur leur affinité; mais si vous les fondez, ou si vous fondez l'un d'eux, ils pourront s'unir, parce que leur cohésion sera singulièrement affaiblie, et qu'il est possible que leur affinité ne le soit que très-peu. Il ne faudrait pas les chauffer assez pour les porter à l'état de fluide aériforme; il en résulterait un tel écartement entre leurs molécules, que souvent la combinaison n'aurait pas lieu. C'est donc entre les corps qui sont à l'état liquide que l'affinité s'exerce le plus facilement; d'où l'on voit qu'entre deux corps, dont l'un sera liquide et l'autre solide ou gazeux, il devra y avoir bien plus d'action qu'entre deux corps solides ou deux corps gazeux, toutes circonstances étant égales d'ailleurs.

5°. *Par l'état électrique des corps.* Pour le concevoir, il suffit d'observer que deux corps électrisés de la même manière se repoussent, et que deux corps électrisés d'une manière différente s'attirent (65).

6°. *Par la pesanteur spécifique.* Lorsque deux corps ont une pesanteur spécifique différente, ils tendent à se séparer. Si donc leur affinité est extrêmement faible, ils

Digitized by Google

ne pourront se combiner. C'est pour cela que l'eau ne dissout pas l'huile ; qu'en laissant refroidir peu à peu une masse homogène de cristal en fusion, les couches inférieures se trouvent plus chargées de plomb que les couches supérieures ; que la plupart des alliages, placés dans les mêmes circonstances que le cristal et formés de deux métaux de densité très-différente, nous présentent un phénomène analogue au précédent.

7°. *Enfin par la pression.* Cette force, dont l'effet est de rapprocher les molécules, et par conséquent d'augmenter l'affinité, n'a qu'une influence très-bornée sur l'union des corps solides et liquides les uns avec les autres, parce que ces corps ne sont que très-peu compressibles ; mais il est facile de concevoir qu'elle peut en avoir beaucoup sur leur union avec les gaz dont la compressibilité est très-grande, et sur celle des gaz entre eux. Supposons qu'un gaz ait un peu plus de force expansive que d'affinité pour l'eau, il ne se combinera pas avec elle ; mais si on le comprime, l'affinité va devenir prépondérante, et l'union aura lieu. L'eau ne dissoudra que peu de gaz si la pression est faible, parce qu'à mesure qu'elle en dissoudra son affinité dissolvante diminuera ; elle en dissoudra beaucoup, au contraire, si la pression est forte, et d'autant plus qu'elle sera plus forte. Supposons actuellement qu'après avoir dissous un gaz dans un liquide par la pression, on supprime tout-à-coup cette pression : à l'instant même la force élastique devenant plus grande que l'affinité, le gaz se dégagera sous forme de bulles, et produira une sorte d'ébullition. C'est un phénomène de ce genre qui a lieu quand on débouche une bouteille de cidre, de bière ou de vin mousseux. L'action du feu sur la craie, à diverses pressions, peut encore être citée comme une preuve de ce que nous venons d'avancer. La craie est un composé de chaux qui est toujours solide, et d'un autre

Digitized by Google

corps qui est toujours gazeux. En faisant rougir la craie dans un creuset, sans exercer sur elle d'autre pression que celle de l'air, elle se décompose et laisse dégager le corps gazeux qu'elle contient; mais en s'y prenant de manière à la comprimer fortement, elle ne se décompose pas, même à une température très-élevée. Par exemple, si, après avoir rempli exactement de craie un tube de fer très-épais, on le scelle avec beaucoup de soin et solidement, il sera possible, sans décomposer la craie, d'exposer ce tube à une chaleur bien supérieure à celle qui la décomposerait à la pression ordinaire : alors elle se fondra, cristallisera par le refroidissement, et formera du marbre. C'est au chevalier Hall qu'on doit cette observation. Son Mémoire en renferme beaucoup d'autres plus ou moins analogues. Il paraît cependant qu'il existe quelques exceptions à cette règle générale. Ainsi, d'après M. Bellani de Monza, le phosphore ne brûle dans l'oxigène, à la température ordinaire, qu'autant que le gaz est raréfié, ou, ce qui revient au même, qu'en diminuant la pression à laquelle il est soumis (98); et d'après M. Labillardière, il en est de même du gaz hydrogène proto-phosphoré.

12. L'action moléculaire et réciproque de deux corps dépend donc, 1°. de leur affinité; 2°. souvent de leur quantité; 3°. des combinaisons dans lesquelles ils peuvent être engagés, et qui sont étrangères à celles qu'ils doivent former; 4°. de leur cohésion respective, et de celle du composé auquel ils doivent donner lieu; 5°. de la température à laquelle on les met en contact; 6°. de leur état électrique; 7°. enfin quelquefois de leur pesanteur spécifique, et quelquefois aussi, lorsque l'un d'eux est gazeux, de la pression à laquelle ils sont soumis. De là découle naturellement la définition que nous allons donner de la chimie, définition qui n'aurait pu être comprise si elle

Digitized by Google

eût été donnée plus tôt. *La chimie est une science qui a pour objet la connaissance de l'action moléculaire et réciproque de tous les corps les uns sur les autres :* or, puisque tel est l'objet de cette science, il s'ensuit que le chimiste doit tenir compte de l'influence de toutes les forces que nous venons de considérer dans les résultats auxquels il parvient et qu'il s'efforce d'interpréter.

13. Recherchons, d'après cela, ce qui doit arriver en mettant en contact un corps *C* avec un composé de deux autres corps *A* et *B* : ou l'action sera nulle, ce qui arrivera presque toujours si les corps sont solides; ou l'action s'effectuera, ce qui aura presque toujours lieu si les corps sont liquides, et alors le corps *C* se combinera avec les corps *A* et *B*, et formera un composé ternaire, ou s'unira avec chacun d'eux pour produire deux composés binaires, ou bien s'emparera de l'un d'eux seulement, et isolera l'autre. En effet, supposons que *C* ait pour *A* plus d'affinité que pour *B*, et plus que n'en ont l'un pour l'autre *A* et *B*; supposons d'ailleurs que *B* n'en ait que très-peu pour *A C* ou pour *C*, et qu'il soit de nature à être par lui-même solide ou gazeux : qu'arrivera-t-il? que les molécules de *B* tendront plus à se rapprocher ou à s'éloigner les unes des autres qu'à se combiner avec *A C* ou *C*, c'est-à-dire, que la cohésion ou la force expansive des molécules de *B* sera plus grande que leur affinité pour *A C* ainsi que pour *C*; en conséquence, elles se réuniront et donneront lieu à un précipité, ou s'écarteront et donneront lieu à un fluide élastique : de là les moyens que les chimistes emploient pour séparer les principes constituans des corps, et en déterminer la proportion. Un composé *A B* étant donné, ils le mettent en contact avec un corps *C*, qui s'empare de *A* et isole *B*, comme nous venons de le dire; ensuite ils mettent *A C* en contact avec un autre corps *D*, qui s'em-

Digitized by Google

pare de *C* et isole *A* : ils obtiennent ainsi à part les corps *A* et *B* et les pèsent, de sorte qu'ils savent pour combien ces corps entrent l'un et l'autre dans le composé *A B*. Cette opération se nomme *analyse*, tandis qu'on donne le nom de *synthèse* à celle qui est tout-à-fait inverse, et qui consiste à combiner les élémens des corps. L'analyse est donc l'art de décomposer les corps, et la synthèse l'art de les recomposer.

Les phénomènes qui dépendent de l'action d'un corps sur un composé de deux autres étant bien conçus, nous pouvons également bien concevoir ceux qui proviennent de l'action d'un corps sur un composé ternaire, ou bien de deux composés binaires l'un sur l'autre, ou même de composés plus compliqués. C'est, au reste, ce que nous verrons par la suite, à mesure que l'occasion de parler de ces phénomènes se présentera.

14. S'il n'existait point de forces opposées à l'affinité, nous pourrions combiner les corps deux à deux, trois à trois, enfin tous ensemble, et dès qu'ils seraient combinés, nous serions dans l'impossibilité de les séparer ; mais comme il en existe plusieurs, il s'ensuit que le nombre des combinaisons doit être restreint : l'intervention de ces forces est telle, que le nombre des composés binaires, ternaires, quaternaires, est plus grand que celui des composés de cinq corps ou plus.

15. *Sur la mesure de l'affinité.* — L'affinité étant souvent modifiée par plusieurs forces que, la plupart du temps, on ne saurait évaluer, il doit être extrêmement difficile, pour ne pas dire impossible, de la mesurer. Cependant Berthollet croit qu'on peut mesurer celle d'un certain nombre de corps, surtout celle des acides pour les alcalis, et réciproquement. Voici sur quoi il fonde cette opinion : Lorsque l'on combine un acide avec un alcali dans certaines proportions, on observe que les pro-

Digitized by Google

priétés de l'un sont neutralisées par celles de l'autre (*a*) : or, comme cette neutralisation est un effet immédiat de l'affinité de ces corps, elle doit être regardée, suivant Berthollet, comme la mesure de cette affinité même, en tenant compte des quantités respectives d'acide et d'alcali combinés. En conséquence, Berthollet établit que les affinités des acides pour les alcalis, ou des alcalis pour les acides, sont proportionnelles à leur capacité de saturation ; c'est-à-dire, que l'affinité d'un alcali pour un acide est en raison de la quantité d'acide qu'une quantité donnée d'alcali peut neutraliser, et réciproquement. Supposons qu'une partie d'alcali *A* exige, pour sa neutralisation, 1 partie d'acide *B*, 2 parties d'acide *C*, 3 parties d'acide *E* ; l'affinité de l'alcali pour l'acide *E* sera trois fois aussi grande que pour l'acide *B*, etc. ; d'où il suit que si l'on mettait cette partie d'alcali en contact avec une partie d'acide *B* et 3 parties d'acide *E*, il n'y aurait pas de raison pour qu'elle se combinât plutôt avec l'un qu'avec l'autre. Nous reviendrons sur ce sujet, qui est de la plus haute importance, en examinant les combinaisons des acides avec les alcalis et autres matières analogues (721 *bis*).

Quoi qu'il en soit, il est certain que le plus souvent on peut tout au plus déterminer quel est de deux, trois corps, etc., celui qui a le plus d'affinité pour un autre. Les moyens que nous employons pour cela varient. S'agit-il de déterminer l'ordre d'affinité d'un gaz pour une série de corps solides avec lesquels ce gaz peut former des composés eux-mêmes fixes et solides, nous le combinons

(*a*) Les acides rougissent la couleur bleue d'une substance appelée *tournesol* ; les alcalis verdissent la couleur bleue de la violette : en les combinant ensemble dans de certaines proportions, il en résulte un composé qui ne change ni la couleur du tournesol, ni celle de la violette. Dans cet état, on dit que le composé est formé de telles quantités d'acide et d'alcali qu'elles se neutralisent réciproquement.

Digitized by Google

avec chacun de ces corps, et nous exposons successivement tous les composés qui en résultent à l'action du feu : par là nous en éloignons les molécules, et nous parvenons à porter celles d'un certain nombre d'entre eux hors de leur sphère d'attraction; de sorte qu'elles se séparent, et que le gaz qui, en vertu de l'affinité, avait partagé la solidité du corps avec lequel il était combiné, est rendu à son état de liberté et se dégage. Or, il est évident que les composés dont on opère ainsi la décomposition sont formés d'élémens qui ont moins d'affinité réciproque que ceux qui ne se décomposent pas; car, excepté l'affinité, toutes les autres forces sont sensiblement les mêmes; et il est certain que moins il faudra de chaleur pour opérer la décomposition, moins l'affinité sera grande. Représentons les corps solides par *A*, *B*, *C*, *D*, etc., le gaz par *G*, et les composés par *AG*, *BG*, *CG*, *DG*, etc. (*a*). Supposons que *AG* se décompose à 100 degrés, *BG* à une température plus élevée, *CG* à une température plus élevée encore, etc.; nous en conclurons que *G* a moins d'affinité pour *A* que pour *B*, etc. Mais si *AG*, *BG*, etc., ne sont point susceptibles de décomposition par la chaleur, comment déterminera-t-on l'affinité de *G* pour *A*, *B*, etc.? Alors, au lieu de chauffer *AG*, *BG*, etc., seuls, on les chauffe avec un autre corps qui puisse se combiner avec *G*, et ne puisse pas se combiner avec *A*, *B*, ni avec *AG*, ni avec *BG*, etc. (*b*); et d'après la température à laquelle s'opère la décomposition, l'on juge du degré d'affinité. On peut

(*a*) Le gaz *G* sera, si l'on veut, l'oxigène, l'un des principes de l'air; les corps solides *A*, *B*, *C*, *etc.*, seront les métaux; et les composés *AG*, *BG*, *CG*, seront les oxides métalliques qui résultent tous de l'union des métaux avec l'oxigène.

(*b*) Cet autre corps pourra être le charbon, si les composés *AG*, *BG*, *etc.*, sont les oxides métalliques.

Digitized by Google

encore traiter directement AG par B et BG par A, dans le cas où A n'est point capable de se combiner avec B ou BG, ni AG avec B; car si B enlève G à A, et que A ne puisse point l'enlever à B, il sera prouvé que G aura plus d'affinité pour B que pour A. En général, c'est par des moyens plus ou moins analogues qu'on cherche à déterminer l'ordre d'affinité d'un corps quelconque pour d'autres, quel que soit l'état qu'ils affectent. Mais il faut avouer que la nécessité de tenir compte de toutes les forces autres que l'affinité, et qui peuvent accélérer ou retarder l'action des corps, rend presque toujours la solution du problême très-délicate, et même assez souvent impossible. C'est pour ne pas avoir eu égard à ces forces que Geoffroy, Bergmann, etc., ont nécessairement commis de graves erreurs dans les tables où ils nous présentent les corps rangés par ordre d'affinité. Ces tables ne sont réellement que des tables de décomposition : elles n'en seraient pas moins utiles si elles étaient exactes : malheureusement elles sont loin de l'être toujours.

16. La théorie que nous venons d'exposer relativement aux forces dont dépend l'action chimique, est bien différente de celle que l'on admettait autrefois, et qui est due à Bergmann. Alors on ne faisait dépendre cette action que de l'affinité, ou du moins l'on négligeait souvent de tenir compte de la quantité des corps, de la force expansive des uns, et de la cohésion des autres. D'après cette théorie, l'affinité était regardée comme absolue; on s'imaginait que quand deux corps A et B avaient plus d'affinité l'un pour l'autre qu'ils n'en avaient séparément pour un autre corps C, celui-ci ne pouvait enlever aucune portion de A ni de B au composé AB; et que quand un corps A avait plus d'affinité pour un corps B que pour un corps C, et plus que n'en avaient entre eux B et C d'une part, et les trois corps A, B et C de l'autre, le corps A enlevait au

Digitized by Google

contraire le corps *B* au corps *C*, et agissait avec une égale force sur *B*, depuis le commencement jusqu'à la fin de son action ; mais il s'en faut beaucoup qu'il en soit ainsi. C'est à Berthollet qu'appartient l'honneur d'avoir démontré cette importante vérité, et, par conséquent, d'avoir renversé la théorie de Bergmann sur les affinités. C'est lui qui, le premier, reconnut l'influence de la quantité, et tint compte convenablement de la cohésion, de la force élastique et de la pesanteur spécifique des corps. Nous n'avons pu, en quelque sorte, qu'indiquer ses belles recherches. Pour s'en faire une idée exacte, il faut les lire dans l'ouvrage même où elles ont été consignées. (Voyez *Statique chimique*.)

17. *Loi suivant laquelle les corps se combinent*. Lorsque les corps n'ont qu'une faible affinité réciproque, il paraît qu'ils peuvent se combiner en toutes proportions, du moins entre les limites où leur combinaison est possible: tels sont l'eau et le sel, l'eau et l'esprit-de-vin, ou tout autre corps soluble dans l'eau.

Mais lorsqu'au contraire leur affinité est très-grande, ils ne se combinent tout au plus qu'en un petit nombre de proportions, et de là résultent de nouveaux corps soumis dans leur composition à des lois remarquables par leur généralité, et surtout par la simplicité des rapports qu'elles établissent entre les quantités respectives des principes des composés. Pour le prouver, nous ne pouvons mieux faire que de considérer d'abord les phénomènes que nous offrent les substances gazeuses, dont les combinaisons sont toujours très-intimes. Toutes ces substances, ainsi que l'a prouvé M. Gay-Lussac, se combinent en volume dans des rapports simples, et de telle manière que leur contraction apparente est aussi en rapport simple avec leur volume primitif : c'est ce que l'on va voir par les exemples rapportés dans le tableau suivant.

Digitized by Google

	S'unissent avec	et forment
200 de gaz hydrogène	100 de gaz oxigène	de l'eau.
300 *idem*	100 de gaz azote	200 de gaz ammoniac.
100 *idem*	100 de chlore	200 de gaz hydro-chlor.
100 de gaz azote	50 de gaz oxigène	100 de protoxide d'azote.
100 *idem*	100 *idem*	200 de deutoxide d'azote.
100 *idem*	150 *idem*	de l'acide nitreux.
100 *idem*	200 *idem*	un autre acide nitreux.
100 *idem*	250 *idem*	de l'acide nitrique.
100 de gaz hydro-chloriq.	100 de gaz ammoniac	un sel solide.
100 de gaz ammoniac	50 de gaz carbonique	un sel solide.
100 de gaz ammoniac	100 *idem*	un sel solide.

Par conséquent, si l'on suppose que deux gaz s'unissent en diverses proportions et que la quantité de l'un soit constante, les quantités de l'autre seront telles, que la plus petite, que je considère comme la première, sera contenue un certain nombre entier de fois, soit en volume, soit en poids, dans les suivantes. Les combinaisons de l'azote avec l'oxigène, au nombre de cinq, peuvent servir d'exemple, en prenant pour constante la quantité d'azote : toutes contiennent 100 parties d'azote; mais la 1re renferme 50 d'oxigène; la 2e, 100; la 3e, 150; la 4e, 200; la 5e, 250 : en sorte que la quantité d'oxigène de la 1re est la moitié de celle de la 2e, le tiers de celle de la 3e, le quart de celle de la 4e, etc., soit en volume, soit en poids.

Or, comme l'on peut gazéifier plusieurs liquides et plusieurs solides, et qu'on les gazéifierait tous en les exposant à l'action d'une chaleur assez forte, il est tout naturel de penser que ces lois de composition s'appliquent aussi à ces sortes de corps; c'est en effet ce que tendent à prouver un grand nombre d'expériences : aussi, quand deux corps *A* et *B* se combinent ensemble de manière à former les corps *C*, *D*, arrive-t-il généralement que la quantité de *A* étant la même dans *C* et *D*, celle de *B* dans *C* est à celle de *B* dans *D* comme 1 à 2, ou à 3, ou à 4.

S'il existe, comme nous venons de le dire (17), une

Digitized by Google

grande différence entre le nombre des combinaisons que peuvent former, d'une part, les corps doués d'une affinité énergique, et d'autre part ceux dont l'affinité est faible, il n'en existe pas une moins grande entre les propriétés des produits que l'on obtient; car, dans le premier de ces deux genres de combinaisons, les propriétés du composé sont tout autres que celles des corps qui le constituent, tandis que dans le second elles diffèrent à peine de celles des composans. On en trouve la preuve dans le sel marin, qui, formé de deux corps très-caustiques, a une saveur salée franche, agréable, et dans la dissolution du sucre dans l'eau, dont la saveur est semblable à celle du sucre même.

Dans tous les cas, d'ailleurs, on dit qu'un corps est saturé d'un autre, lorsqu'il est combiné avec toute la quantité possible de celui-ci.

17 *bis*. Les lois que nous venons d'exposer appuient fortement un système que M. Dalton avait fait connaître dans sa *Philosophie chimique*. Ce système, qu'on appelle *système atomistique*, et dont on trouve les premiers indices dans un ouvrage de M. Higgins, publié en 1789, est trop remarquable pour que nous n'en donnions point une idée précise.

M. Dalton reconnaît d'abord avec tous les chimistes que les combinaisons n'ont lieu qu'entre les atomes ou les molécules des corps; partant de là, il pose en principe, que si deux corps *A* et *B* sont capables de s'unir en plusieurs proportions, leur union doit se faire d'atomes à atomes, de la manière suivante:

1 atome de *A* avec 1 atome de *B* constitue	1 atome binaire représenté par *c*.
1 atome de *A* avec 2 atomes de *B* constitue	1 atome ternaire représenté par *d*.
2 atomes de *A* avec 1 atome de *B* constituent	1 atome ternaire représenté par *e*.
1 atome de *A* avec 3 atomes de *B* constitue	1 atome quaternaire représenté par *f*.
3 atomes de *A* avec 1 atome de *B* constituent	1 atome quaternaire représenté par *g*.

Il admet ensuite : 1°. que, dans le cas où deux corps ne produisent qu'une seule combinaison, les atomes du

Digitized by Google

composé sont tous binaires; 2°. que, si les corps donnent lieu à deux combinaisons, les atomes de l'un des composés seront tous binaires, et ceux de l'autre ternaires; 3°. que, si les combinaisons sont au nombre de trois, l'une d'elles résultera d'atomes binaires, et les deux autres d'atomes ternaires; 4°. que, s'il peut exister quatre combinaisons, elles contiendront : l'une, des atomes binaires; deux autres, des atomes ternaires; la dernière, des atomes quaternaires; que la théorie atomistique embrasse non-seulement les combinaisons des corps simples, mais encore celles qui peuvent avoir lieu entre les corps simples et les corps composés, ou entre des composés et d'autres composés; que si, par exemple, un sel neutre résulte d'un atome de base et d'un atome d'acide, le même sel avec excès d'acide résultera d'un atome de la même base et de deux atomes d'acide.

Cette manière de déterminer le nombre des atomes est absolument hypothétique; car de ce que deux corps n'ont encore pu être unis qu'en une seule proportion, en doit-on conclure que, par la suite, on ne parviendra pas à les unir en proportions nouvelles? Et d'ailleurs, quand bien même deux corps ne pourraient former qu'une combinaison, comment démontrer qu'elle se ferait entre un atome de l'un et un atome de l'autre? Ne pourrait-il pas arriver qu'elle se fît entre un atome de l'un et deux ou trois atomes de l'autre?

Frappés de ces observations, les chimistes ont apporté des modifications à la manière de voir du savant Anglais. Pourtant, il faut le dire, ils n'ont fait que substituer des hypothèses à d'autres : celle sur laquelle ils fondent leur calcul est assez probable, quand les composés qu'ils considèrent résultent d'élémens gazeux. Ils admettent que tous les gaz, sous le même volume, contiennent le même nombre d'atomes : or, comme l'expérience prouve

Digitized by Google

que les substances gazeuses se combinent, en volume, dans des rapports simples, ils peuvent en conclure facilement le nombre des atomes entre lesquels la combinaison a lieu. Elle se fera entre un atome de l'un et un atome de l'autre, si les gaz s'unissent en volumes égaux; entre un atome de l'un et deux atomes de l'autre, si les volumes unis sont entre eux comme 1 à 2.

Mais lorsqu'on ne peut avoir recours à cette hypothèse, ils se rapprochent de celle de M. Dalton, et cherchent à trouver la vérité en comparant différens corps contenant des atomes de même nature, et adoptant, pour représenter leur composition, les nombres les plus simples et les plus concordans. C'est ce que nous allons essayer de faire comprendre. Les oxides de plomb sont au nombre de trois, et les quantités d'oxigène qu'ils contiennent, pour la même quantité de métal, sont entre elles comme les nombres 2, 3 et 4 : de là, on doit être porté à croire qu'ils résultent d'un atome de plomb avec 2, 3 et 4 atomes d'oxigène. Les oxides de cuivre, également au nombre de trois, renferment des quantités d'oxigène qui sont comme les nombres 1, 2 et 4 : on pourrait admettre, d'après cela, qu'ils sont composés d'un atome de cuivre avec 1, 2 et 4 atomes d'oxigène; mais il est plus simple de les regarder comme formés, savoir, le deutoxide, de 1 atome de métal et de 1 atome d'oxigène; le protoxide, de 2 atomes de cuivre et de 1 atome d'oxigène; le tritoxide, de 2 atomes d'oxigène et de 1 atome de cuivre. Il est probable, en effet, que si le protoxide était composé de 1 atome de cuivre et de 1 atome d'oxigène, le tritoxide le serait de 1 atome de métal et de 3 atomes d'oxigène, c'est-à-dire que les quantités d'oxigène dans ces oxides seraient comme les nombres 1, 2, 3, et non pas comme ceux 1, 2, 4.

Quoi qu'il en soit, on voit que par aucun de ces moyens, il n'est possible de déterminer le nombre réel

Digitized by Google

d'atomes de chaque espèce qui entrent dans une combinaison, et qu'il y a toujours quelque chose d'arbitraire dans cette détermination. Sans doute il paraît bien démontré que toutes les combinaisons se font d'atomes à atomes, et qu'elles n'ont ordinairement lieu qu'entre quelques-uns; mais entre combien? c'est ce qu'on ne saurait dire. Le choix, il est vrai, se trouve borné, même très-limité; mais enfin on est obligé de choisir, et, en choisissant, on court le risque de se tromper.

Toutefois cette incertitude disparaîtrait, du moins pour les corps simples, si la loi énoncée par MM. Dulong et Petit était constatée pour chacun de ces corps, savoir: que la chaleur spécifique des atomes élémentaires est la même. Aussi cette loi, si remarquable, deviendrait-elle des plus importantes par les applications dont elle serait susceptible (61).

D'ailleurs, dès qu'on a déterminé le nombre des atomes, rien de plus facile que de trouver leurs poids relatifs ou leurs densités. Soient en effet deux corps N et P capables de former un composé résultant d'un atome de l'un avec un atome de l'autre; il est évident qu'il y aura entre les poids de ces deux atomes le même rapport qu'entre les poids des quantités des corps mêmes N et P, qui se seront unis. Si donc l'on trouve par expérience que, dans le composé $N\,P$, le corps N entre pour 4 et le corps P pour 3, ces nombres 4 et 3 exprimeront nécessairement les poids relatifs des atomes N et P.

Faisons maintenant une application de ces principes à l'eau: on sait qu'elle est formée de deux volumes d'hydrogène et d'un volume d'oxigène; conséquemment, nous admettrons que chaque atome intégrant ou chaque particule d'eau résulte de deux atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxigène; mais, d'une autre part, il est démontré que l'eau est composée, en poids, de 88,90 d'oxigène et

Digitized by Google

de 11,10 d'hydrogène : donc en représentant par 88,90 le poids d'un atome d'oxigène, celui de deux atomes d'hydrogène le sera par 11,10, et celui d'un seul par 5,55.

Pour comparer facilement les poids des différens atomes, il était nécessaire de prendre celui de l'un d'eux pour unité : c'est celui de l'oxigène qu'on exprime ainsi. Les autres sont représentés par des nombres plus ou moins grands que l'unité, selon que leur poids est supérieur ou inférieur à celui de l'oxigène, comme on va le voir dans les exemples suivans. 1°. Nous venons de trouver que l'atome d'hydrogène pesait 5,55, lorsque celui de l'oxigène pesait 88,90 ; il s'ensuit que, désignant par 1 le poids de ce dernier atome, nous devons désigner par 0,0625 le poids de l'atome d'hydrogène.

2°. On suppose que le protoxide de cuivre est formé de 1 atome d'oxigène et de 2 atomes de cuivre ; mais comme cet oxide est composé de 12,5 d'oxigène et de 100 de cuivre en poids, il en résulte que le poids de l'atome d'oxigène est au poids de l'atome du métal, comme ces deux nombres sont entre eux ou comme 1 à 4.

La détermination des poids de la plupart des autres atomes a été faite de cette manière : il en sera question à mesure qu'on étudiera chaque corps en particulier, et l'on réunira tous les résultats dans une table qui fera partie du dernier volume.

Nous sommes loin d'avoir traité convenablement un sujet aussi étendu ; nous n'avons dû qu'en exposer les bases : en allant plus loin, le lecteur qui commence l'étude de la chimie n'aurait pas pu nous suivre, au lieu qu'il ne rencontrera plus de difficultés lorsque les propriétés des corps lui seront bien connues ; c'est pourquoi tous les développemens dont ce sujet est susceptible seront présentés dans la dernière partie de cet ouvrage.

Digitized by Google

LIVRE DEUXIÈME.

De la Nomenclature chimique, et de l'ordre suivant lequel les corps seront étudiés.

18. Après avoir examiné, comme il convenait de le faire, au commencement de cet ouvrage, la nature des corps, la force qui unit leurs parties constituantes, et la loi d'après laquelle ces parties se combinent, nous devons nous occuper : 1°. de la nomenclature chimique, c'est-à-dire des noms qui servent à désigner les différens corps connus jusqu'ici ; 2°. de l'ordre suivant lequel nous étudierons ceux-ci.

19. Le nombre des corps simples est de cinquante-un, non compris le radical présumé de l'acide fluorique ; celui des corps composés est beaucoup plus considérable, et doit même sembler infini, puisqu'une différence dans la proportion des élémens suffit pour en apporter une très-grande dans les propriétés (*a*).

Des noms *insignifians* peuvent être donnés aux corps simples : ce sont même les meilleurs, lorsqu'ils sont courts et qu'ils se prêtent à la formation d'autres noms ; mais il est très-important que les corps composés en aient qui rappellent leurs principes constituans : c'est ce qu'ont très-bien senti les auteurs de la nomenclature française, qui est aujourd'hui généralement adoptée par tous les savans.

On appelle *dix* des cinquante-un corps simples : *oxigène*, *hydrogène*, *bore*, *carbone*, *phosphore*, *soufre*, *se-*

(*a*) Nous ne faisons mention ici d'aucun des fluides impondérables, qui sont le fluide de la chaleur, le fluide lumineux, le fluide électrique, le fluide magnétique : il n'est point encore nécessaire d'en parler.

Digitized by Google

lenium, *iode*, *chlore*, *azote*; les quarante-un autres, qui sont de nature métallique, ont reçu les noms de *silicium*, *zirconium*, *thorinium*, *aluminium*, *yttrium*, *glucinium*, *magnesium*, *calcium*, *strontium*, *barium*, *lithium*, *sodium*, *potassium*, *manganèse*, *zinc*, *fer*, *étain*, *arsenic*, *molybdène*, *chrôme*, *tungstène*, *columbium* ou *tantale*, *antimoine*, *urane*, *cerium*, *cobalt*, *cadmium*, *titane*, *bismuth*, *cuivre*, *tellure*, *nickel*, *plomb*, *mercure*, *osmium*, *argent*, *rhodium*, *palladium*, *or*, *platine*, *iridium*.

Nous appellerons encore d'un nom commun, *corps combustibles* ou *oxigénables*, tous les corps simples autres que l'oxigène, parce que tous peuvent se combiner avec ce principe, en donnant lieu toujours à un dégagement de calorique, et assez souvent à un dégagement de lumière, et que ce sont là des propriétés communes au charbon, au bois, aux huiles, etc., qui de tout temps ont été connus sous le nom de *combustibles*.

20. Avant de faire connaître la formation des noms des corps composés, il est nécessaire de dire que ces corps ne sont pas aussi nombreux qu'on pourrait se l'imaginer; que, loin d'y en avoir une infinité, il n'y en a pas autant que de combinaisons possibles 2 à 2, 3 à 3, etc., entre les corps simples. En effet, les corps composés connus jusqu'à présent résultent, pour la plupart : 1°. de la combinaison de l'oxigène avec chacun des corps combustibles; 2°. de la combinaison d'un corps simple uni à l'oxigène avec un autre corps simple aussi uni à l'oxigène; 3°. de la combinaison de deux, trois corps combustibles simples ensemble, rarement quatre; 4°. de la combinaison de l'oxigène avec l'hydrogène et le carbone; 5° de la combinaison de l'oxigène avec l'hydrogène, le carbone et l'azote.

21. Tous les corps simples, autres que l'oxigène, étant connus sous le nom générique de *corps combustibles*, on doit connaître, sous le nom de *corps brûlés*, ces mêmes

Digitized by Google

corps, combinés avec l'oxigène, qu'ils soient ou non auparavant unis entre eux 1 à 1, 2 à 2, 3 à 3, etc. Les corps brûlés prennent différens noms, en raison de leur composition et de leurs propriétés : celui d'*acide*, quand ils sont aigres et que, comme le vin aigre, ils rougissent la couleur bleue de tournesol, etc. (15); celui d'*oxide*, quand ils sont insipides, ou quand ayant une saveur elle n'est pas aigre, et qu'alors, loin de rougir la couleur du tournesol, ils ramènent au bleu celle qui aurait été rougie par un acide. Les oxides et les acides se désignent ensuite, chacun en particulier, comme il suit, dans le cas où leur composition est binaire, ce qui a lieu en général pour tous ceux qui ne sont point de nature végétale ou animale.

Lorsqu'un corps combustible, en se combinant avec l'oxigène, ne peut former qu'un oxide, on désigne celui-ci par le nom de ce corps même : ainsi, l'oxide composé d'oxigène et de carbone porte le nom d'*oxide de carbone*. Mais si le corps combustible peut se combiner en plusieurs proportions avec l'oxigène et former plusieurs oxides, par exemple, trois, le premier ou le moins oxigéné s'appelle *protoxide*, le second *deutoxide*, et le troisième *tritoxide*; le plus oxigéné s'appelle encore *peroxide* : de là, pour exprimer les trois oxides de plomb, les expressions de *protoxide de plomb*, *deutoxide de plomb*, *tritoxide ou peroxide de plomb*.

Des règles aussi faciles à concevoir servent à la dénomination des acides. Un corps combustible ne peut-il donner lieu qu'à un seul acide, le nom de ce dernier se forme du mot générique *acide*, auquel on joint le nom français ou latin du corps combustible même terminé en *ique* : nous citerons pour exemple l'*acide carbonique*, qui est le seul acide que produit l'oxigène en s'unissant au carbone. Le corps combustible peut-il, au contraire, se combiner en

Digitized by Google

plusieurs proportions avec l'oxigène et former deux acides, le plus oxigéné se désigne par la terminaison *ique* comme le précédent, et le moins oxigéné par la terminaison *eux*. Si donc il existait un acide du carbone moins oxigéné que l'acide carbonique, son nom serait *acide carboneux*.

Jusqu'à ces derniers temps on ne connaissait pas de corps combustible capable de former plus de deux acides en s'unissant à l'oxigène; mais MM. Dulong, Gay-Lussac et Welter viennent de découvrir que le phosphore, l'azote et le soufre possédaient cette propriété. Les chimistes ne sont point d'accord sur la formation des noms de ces nouveaux acides: nous verrons, par la suite, ceux que les auteurs ont proposé de leur donner.

Quel que soit, au reste, le nombre d'oxides et d'acides qu'un même corps combustible puisse produire en s'unissant à l'oxigène, il est à remarquer que le peroxide ou l'oxide le plus oxigéné contient toujours moins d'oxigène que l'acide le moins oxigéné. Cette observation ne s'applique, ni au cas où les oxides et les acides contiendraient des corps combustibles différens, ni à celui où, comme dans les acides végétaux, ils contiendraient plusieurs corps combustibles. D'ailleurs, les corps combustibles qui font partie des oxides ou des acides oxigénés prennent quelquefois le nom de *radicaux* de ceux-ci. On pourra donc dire que le carbone est le *radical* de l'acide carbonique et de l'oxide de carbone.

Tous les acides ne contiennent pas de l'oxigène; il en est quelques-uns qui sont formés seulement de deux corps combustibles, et dont l'existence n'a été bien constatée que depuis peu. On ne savait trop d'abord comment les nommer; enfin on s'est décidé à composer leurs noms de ceux de leurs principes constituans, et à leur donner la même terminaison qu'aux autres acides. D'après cela, celui que forment l'hydrogène et le chlore s'appelle *acide*

Digitized by Google

hydro-chlorique ; et celui que forment l'hydrogène et l'iode, *acide hydriodique.* Ces noms, il faut l'avouer, ont un inconvénient; c'est de ne point assez distinguer les acides oxigénés des acides qui ne le sont pas : cet inconvénient disparaîtrait en donnant à ceux-ci une terminaison particulière.

22. Ce que nous venons de dire sur la dénomination des oxides et des acides suffit : examinons maintenant celle des composés formés de deux corps brûlés binaires. Il n'y a pas de règles bien fixes pour désigner les composés qui peuvent résulter de l'union de deux oxides, ou de deux acides, ou d'un acide et d'un oxide non métallique; il n'en est pas de même pour les composés d'acide et d'oxide métallique. Ces composés, qui sont très-nombreux, portent, en général, le nom de *sels*, et se désignent en changeant et en variant la terminaison de l'acide, et en faisant suivre le nouveau nom, dont on retranche quelquefois une syllabe, du nom de l'oxide qui entre dans la composition du sel. Si le nom de l'acide est terminé en *eux*, on le termine en *ite* ; s'il est terminé en *ique*, on le termine en *ate*. Par conséquent les expressions de *carbonate de protoxide de fer*, de *sulfates*, de *sulfites de protoxide et de deutoxide d'étain*, représenteront les combinaisons du protoxide de fer avec l'acide carbonique, et du protoxide et du deutoxide d'étain avec les acides sulfurique et sulfureux. Mais comme le même acide se combine non-seulement avec les divers oxides d'un même métal, mais encore avec le même oxide en diverses proportions, il faut distinguer assez bien les noms des variétés des sels qui en résultent pour qu'il n'y ait pas confusion. Ces variétés, qui sont, en général, au nombre de trois, nous en donnent le moyen par leurs propriétés. Supposons qu'il s'agisse des trois combinaisons du deutoxide de mercure avec l'acide sulfurique; l'une sera acide, l'autre neutre, c'est-à-dire, telle que les propriétés

Digitized by Google

de l'acide et de l'oxide disparaîtront ; et la troisième sera avec excès d'oxide : celle-ci prendra le nom de *sous-sulfate de deutoxide de mercure* ; la deuxième, celle de *sulfate neutre de deutoxide de mercure* ; et la première, celle de *sulfate acide* ou de *sur-sulfate de deutoxide de mercure*. Toutes d'ailleurs pourront être abrégées en plaçant les mots *proto*, *deuto*, *trito*, avant le nom générique ; elles deviendront alors sous-proto-sulfate, deuto-sulfate neutre, sur-deuto-sulfate ou deuto-sulfate acide de mercure. (*Voyez*, pour d'autres noms, tels que *bi-sulfates, etc.*, (695).

Nous venons de voir qu'un oxide métallique, en s'unissant à un acide, formait un sel ; mais il est quelques autres substances qui, comme les oxides métalliques, s'unissent aux acides, les neutralisent, et forment des composés dont les propriétés ont tant d'analogie avec les sels, qu'on ne peut s'empêcher de les assimiler à ceux-ci. Ces substances, bien différentes des oxides métalliques et dont on ne connaissait qu'une seule il y a quelques années, sont aujourd'hui en assez grand nombre. L'une est composée d'hydrogène et d'azote ; les autres le sont d'hydrogène, d'oxigène, de carbone et d'azote. Chacune d'elles porte un nom particulier qu'il est inutile de dire ici ; toutes prennent celui de *base salifiable*, et par suite les oxides métalliques qui peuvent faire partie des sels reçoivent aussi ce dernier nom ; de sorte que, sous le nom de *base salifiable*, l'on comprend une substance quelconque capable de neutraliser plus ou moins complètement les propriétés des acides.

23. Les règles de la nomenclature relatives à la dénomination des corps combustibles composés varient dans plusieurs circonstances.

1°. Lorsque ces corps sont métalliques, le composé prend le nom d'*alliage*, et chaque alliage se distingue par les métaux qui en font partie. Exemple : *alliage de plomb*

Digitized by Google

et d'*étain*. Quelquefois cependant l'alliage prend le nom d'*amalgame*; mais ce n'est que dans le cas où le mercure est l'un des métaux alliés : alors la dénomination d'*amalgame d'argent*, *d'or*, etc., remplace celle d'*alliage de mercure et d'argent*, *de mercure et d'or*, etc.

2°. Lorsque le composé est solide ou liquide, et qu'il résulte de la combinaison d'un métal et d'un corps combustible non métallique, l'on donne à celui-ci une terminaison en *ure*, en le faisant suivre du nom du métal même : ainsi se forment les noms de *sulfure de plomb*, *phosphure de plomb*, *carbure de fer*, que portent les combinaisons du soufre et du phosphore avec le plomb, et du carbone avec le fer.

Des dénominations analogues s'appliquent également aux composés solides et liquides que produisent deux corps combustibles non métalliques : seulement, la terminaison en *ure* se donne indistinctement à l'un de ces corps. Aussi le nom de *sulfure de phosphore* convient-il tout aussi bien que celui de *phosphure de soufre* à la combinaison du soufre et du phosphore.

3°. Enfin, lorsque le composé est gazeux à la température ordinaire, on nomme d'abord le gaz ou l'un des gaz qui entrent dans sa composition, car il en contient au moins un, et l'on ajoute à ce nom celui de l'autre principe constituant terminé en *é* : de là les expressions de *gaz hydrogène phosphoré*, *gaz hydrogène arseniqué*, qui représentent les combinaisons gazeuses de l'hydrogène avec le phosphore, etc.; bien entendu toutefois que, quand quelques-unes de ces combinaisons sont acides, elles prennent les dénominations de ceux-ci.

24. Il ne nous reste plus à parler, sous le rapport de la nomenclature, que des composés d'oxigène, d'hydrogène et de carbone, et des composés d'oxigène, d'hydrogène, de carbone et d'azote. Les premiers constituent les ma-

Digitized by Google

tières végétales, et les seconds constituent les matières animales. Ces sortes de composés sont tantôt *oxides* et tantôt *acides :* cependant il n'est pas possible de les désigner à la manière des oxides et des acides, parce que leur nombre est beaucoup trop considérable, et qu'ils ne diffèrent que par la proportion de leurs principes constituans. D'ailleurs, quel avantage résulterait-il de cette dénomination, leur composition étant toujours la même ? On peut donc leur donner des noms qui n'aient aucun rapport avec leurs élémens, et c'est ce qu'on a fait, comme on le verra à l'article *Chimie végétale et animale.*

25. Telles sont les règles de momenclature que nous adopterons pour cet ouvrage. Nous en avons fait l'application à tous les composés, excepté un très-petit-nombre, qu'il suffira de nommer lorsque l'occasion s'en présentera, pour entendre la formation de leur nom et connaître leur composition. Résumons-les pour qu'on ne les perde point de vue. *Corps combustible,* c'est-à-dire qui peut se combiner avec l'oxigène : tous les corps simples sont combustibles, excepté l'oxigène. *Corps brûlés,* c'est-à-dire corps combustibles combinés avec l'oxigène. *Acide,* c'est-à-dire corps presque toujours brûlé, qui est aigre et rougit le tournesol. *Oxide,* c'est-à-dire corps brûlé, qui n'est point aigre, qui ne rougit point la teinture du tournesol. *Protoxide, deutoxide, tritoxide de plomb,* ou de tel autre corps combustible, c'est-à-dire premier oxide ou oxide le moins oxidé, deuxième oxide, troisième oxide de plomb. *Acide sulfureux, acide sulfurique,* c'est-à-dire acide de soufre peu oxigéné, acide de soufre très-oxigéné. *Carbonate,* c'est-à-dire composé d'acide carbonique et d'une base salifiable; *proto-carbonate neutre, sous-proto-carbonate, sur-proto-carbonate* ou *proto-carbonate acide,* c'est-à-dire composé d'acide carbonique et de protoxide en trois proportions différentes, telles que la première est sans excès

Digitized by Google

d'acide ni d'oxide, la deuxième avec excès d'oxide, et la troisième avec excès d'acide. *Sulfures, phosphures, hydrures,* c'est-à-dire composés solides ou liquides de soufre, ou de phosphore, ou d'hydrogène, avec un autre corps combustible; par exemple, sulfure de fer, hydrure d'arsenic. *Gaz hydrogène carboné, phosphoré,* c'est-à-dire composé de gaz hydrogène et de carbone ou de phosphore. *Alliage,* c'est-à-dire composé de 2, 3 ou 4 métaux; alliage d'étain, de plomb et de bismuth, etc.

On voit que tout l'artifice dont on s'est servi consiste principalement à réunir les noms des élémens d'un composé, en variant la terminaison. Les terminaisons en *ure* rappellent des corps combustibles composés; les terminaisons en *eux* et en *ique*, des acides; les terminaisons en *ites* et en *ates*, des sels.

C'est à Guyton-de-Morveau qu'est due l'heureuse idée de la nouvelle nomenclature; ce fut lui qui en posa les premières bases vers l'année 1780, et qui, le premier, s'en servit dans ses cours publics à Dijon. Bientôt après, il la proposa à l'Académie des Sciences, qui chargea Berthollet, Fourcroy et Lavoisier de la revoir avec l'auteur. Après l'avoir discutée dans un grand nombre de conférences, et y avoir fait divers changemens, ces chimistes réunis l'adoptèrent telle qu'elle est aujourd'hui, à quelques modifications près. Cette nomenclature est bien préférable à l'ancienne: en effet, autrefois le même corps recevait deux ou trois et même quatre noms différens. C'est ainsi qu'on appelait la combinaison de l'oxigène avec le zinc, *fleurs de zinc, pompholix, nihil album, lana philosophica*, etc., noms qui, outre l'inconvénient d'être multipliés, avaient encore celui de ne donner aucune idée de la nature de cette combinaison; au lieu que le mot *oxide de zinc*, dont nous nous servons pour la désigner, est unique, et nous en fait connaître les élémens.

Digitized by Google

Quoique la nouvelle nomenclature présente de grands avantages, elle est loin d'être parfaite. On y remarquera facilement des défauts essentiels, qui, pour la plupart, ont été signalés par M. Berzelius (Voyez *Essai sur la théorie des proportions chimiques*, publié en 1819, p. 153). Il serait bien à désirer que les principaux chimistes de tous les pays s'entendissent de nouveau à ce sujet, afin que l'on se servît partout des mêmes noms. Sans cela, il est à craindre que les mêmes corps ne soient désignés par des expressions différentes, et que bientôt il n'en résulte confusion dans le langage.

25 *bis*. Nous croyons devoir ajouter ici, comme appendice à la nomenclature, les signes dont M. Berzelius se sert pour exprimer le nombre et la nature des atomes dans toutes les combinaisons chimiques, et énoncer chacune de ces dernières par une formule très-simple; mais, pour cela, il faut exposer d'abord la division qu'il adopte à l'égard des atomes composés.

« Lorsque des atomes de deux corps différens sont » combinés, il en résulte un atome composé où nous sup- » posons que la force qui produit la combinaison surpasse » infiniment l'effet de toutes les circonstances qui peuvent » tendre à séparer mécaniquement les atomes unis. Cet » atome composé doit être considéré comme aussi indivi- » sible, mécaniquement, que l'atome élémentaire.

» Ces atomes composés peuvent s'unir avec d'autres » atomes composés, d'où résultent des atomes plus compo- » sés. Ceux-ci peuvent s'unir eux-mêmes avec d'autres, » et produisent alors des atomes d'une composition encore » plus compliquée. Il est essentiel de distinguer ces di- » vers atomes. Nous les diviserons en atomes du premier, » du second, du troisième ordre, etc. Ceux du premier » ordre sont formés d'atomes simples élémentaires; ils » sont de deux espèces, *organiques* et *inorganiques*. Les » atomes inorganiques ne contiennent jamais que deux

Digitized by Google

» élémens ; les autres en contiennent toujours au moins » trois. Les atomes composés du second ordre naissent » des atomes composés du premier ordre ; les atomes du » troisième, de ceux du second, etc. Par exemple, l'a- » cide sulfurique, la potasse, l'alumine et l'eau (*oxides* » *de potassium, d'aluminium, d'hydrogène*) sont tous » des *atomes composés du premier ordre*, parce qu'ils » ne contiennent que de l'oxigène et le radical de l'oxide » ou de l'acide ; le sulfate de potasse et le sulfate d'alumine » sont des *atomes composés du second ordre* ; l'alun sec, » qui est une combinaison de ces deux derniers sels, » offre un exemple d'un atome du *troisième ordre* ; et en- » fin, l'alun cristallisé, contenant plusieurs atomes d'eau » combinés avec un atome de sulfate double, peut être » cité comme un exemple d'*atomes composés du qua-* » *trième ordre*. On ne sait pas encore jusqu'à quel nom- » bre les ordres peuvent s'élever. L'affinité entre les ato- » mes composés décroît d'une manière bien rapide à me- » sure que le nombre des ordres augmente, et le degré » d'affinité qui existe encore dans les atomes du troisième » ordre est le plus souvent trop faible pour pouvoir être » aperçu dans les opérations promptes et troublées de nos » laboratoires. Cette affinité ne se manifeste pour l'ordi- » naire que dans les combinaisons qui se sont formées » pendant que le globe passait lentement et tranquille- » ment à l'état solide, c'est-à-dire dans les minéraux. » Pour bien connaître leur nature, il serait important de » savoir jusqu'où peut aller la combinaison des atomes » composés, et quel est le dernier ordre. Quant aux ato- » mes composés organiques, on ignore également en com- » bien d'ordres différens ils peuvent se combiner, soit en- » tre eux, soit avec des atomes composés inorganiques. »

M. Berzelius, dans sa formule, emploie de préférence la nomenclature latine, comme étant la plus généralement

Digitized by Google

connue. Les corps simples non métalliques ne sont jamais désignés que par la lettre initiale de leurs noms; les métaux le sont aussi de la même manière; mais quand un métal a la même initiale qu'un corps combustible non métallique ou qu'un autre métal, on le désigne par les deux premières lettres de son nom, et s'il arrivait que ces deux mêmes lettres fussent communes à deux métaux différens, ce serait alors la première consonne différente dans chaque nom qu'on ajouterait à l'initiale. Ainsi, l'oxigène est indiqué par *O*; le carbone, par *C*; le soufre, par *S*; le cuivre, par *Cu*; le cobalt, par *Co*; l'étain (stannum), par *Sn*; l'antimoine (stibium), par *Sb*; l'osmium, par *Os*. Ces signes, dégagés de tout autre, ou tels que nous venons de les énoncer, n'indiquent jamais qu'un atome: pour en indiquer plusieurs, on place un chiffre à la gauche du signe; par exemple, $O+Cu$ représente la combinaison d'un atome d'oxigène avec un atome de cuivre, et $2\,O+Cu$, la combinaison de deux atomes d'oxigène avec un de cuivre.

Lorsqu'il s'agit d'un atome composé du second ordre, on abrège la formule. Comme l'oxigène entre dans la plupart des combinaisons, on le désigne en plaçant autant de points sur le corps combustible oxidé qu'il y a d'atomes d'oxigène dans l'acide ou l'oxide. Quant aux corps combustibles, on les désigne à la manière ordinaire, si ce n'est que, pour indiquer le nombre de leurs atomes, au lieu de mettre le chiffre qui représente ce nombre à gauche, on le met à droite et sous forme d'exposant algébrique. D'après cela, selon M. Berzelius, le protoxide de cuivre devient $\dot{C}u$; le deutoxide de cuivre $\ddot{C}u$; l'acide sulfureux $\ddot{S}$; l'acide sulfurique $\dddot{S}$; le sulfate de protoxide de cuivre $\dot{C}u\dddot{S}$; le sulfate de deutoxide de cuivre $\ddot{C}u\dddot{S}^2$.

La composition des atomes du troisième ordre peut être également exprimée par des formules analogues. Ainsi,

Digitized by Google

$\ddot{C}a\,\ddot{C}^2 + \ddot{M}g\,\ddot{C}^2$ sera celle du sel double fossile, appelé *dolomie*, qui résulte d'un atome de carbonate de chaux ou d'oxide de calcium, et d'un atome de carbonate de magnésie ou d'oxide de magnésium. Ici, comme on voit, chaque sel n'entre dans le composé que pour un atome. Mais, si l'un d'eux y entrait pour deux, trois, un chiffre placé à la gauche le ferait connaître. C'est pourquoi la formule de l'alun anhydre et à base de potasse ou *kali* est $\ddot{K}\dddot{S}^2 + 2\dot{A}l\dddot{S}^3$, ce qui veut dire que dans l'alun il y a un atome de sulfate de potasse, plus deux atomes de sulfate d'alumine.

Enfin les atomes composés du quatrième ordre s'expriment de la même manière encore, mais en mettant entre parenthèse les atomes du troisième ordre. L'alun cristallisé nous servira d'exemple ; sa formule est $(\bar{K}\bar{S}^2 + 2\bar{A}l\dddot{S}^3) + 48\,H^2O$, d'après laquelle on voit qu'il est composé d'un atome du troisième ordre avec 48 atomes d'eau. Au lieu de désigner l'eau par H^2O, M. Berzelius la désigne ordinairement par Aq. La formule précédente devient alors $(\ddot{K}\dddot{S}^2 + 2\dddot{A}l\dddot{S}^3) + 48\,Aq$.

Quant aux atomes organiques, ils se désignent par les lettres HCO, initiales des corps dont ils sont formés, en affectant la droite de ces lettres du chiffre indicateur du nombre d'atomes du corps élémentaire qui fait partie de l'atome organique : par exemple, $H^5C^4O^2$ est la formule de la composition de l'acide tartrique. Les atomes des acides se désignent également par l'initiale de leurs noms en surmontant cette lettre d'un trait. $\overline{T}$ veut donc dire acide tartrique. Dans le cas où deux acides auraient la même lettre initiale, on prendrait les deux premières lettres du nom, et si celles-ci étaient encore les mêmes, on prendrait, comme pour les métaux, l'initiale et la première consonne. (*Voyez*, pour plus de détails, l'ouvrage de M. Berzelius.)

Digitized by Google

De l'Ordre suivant lequel nous étudierons les Corps.

26. D'après la définition que nous avons donnée de la chimie (12), nous devons considérer successivement tous les corps, et faire une étude spéciale de tous les phénomènes qui dépendent de leur action réciproque et moléculaire. Mais cette étude ne doit point être arbitraire : autrement elle offrirait de grands obstacles à vaincre.

Nous nous occuperons d'abord de l'étude des phénomènes chimiques de la chaleur, de la lumière, de l'électricité, du magnétisme, et de l'électro-magnétisme, parce qu'ils jettent, pour la plupart, un grand jour sur tous les autres.

Passant de là aux corps pondérables, nous suivrons, à leur égard, la marche que nous avons en quelque sorte tracée dans le chapitre précédent.

L'oxigène étant le corps pondérable dont l'action est la plus générale et la plus importante à connaître, nous l'étudierons en premier lieu. Nous étudierons, en second lieu, les corps combustibles simples et composés. Ensuite nous examinerons les oxides et les acides dont la composition est binaire, ou les composés qui résultent presque tous de la combinaison de l'oxigène avec l'un ou l'autre des corps combustibles. L'examen des oxides et des acides nous conduira naturellement à traiter de leur action réciproque et des nombreux composés qu'ils peuvent former. Alors, ayant acquis toutes les notions nécessaires pour concevoir l'extraction des métaux, nous en traiterons spécialement.

Après avoir ainsi étudié les minéraux ou les corps inorganiques, nous étudierons les matières végétales et animales, ou les corps organiques ; mais nous n'étudierons les matières animales qu'après les matières végétales,

Digitized by Google

parce que celles-ci sont moins compliquées que celles-là. Enfin, nous ferons suivre l'étude des propriétés des corps pondérables par l'analyse chimique considérée d'une manière générale.

Nous étudierons, autant que possible, les corps sous sept rapports. Nous examinerons : 1°. leurs principales propriétés physiques ; 2°. celles de leurs propriétés chimiques dépendant du rang qu'ils occuperont ; 3°. les divers états sous lesquels on les rencontre dans la nature ; 4°. la manière de les obtenir purs ; 5°. leur composition ; 6°. leurs usages ; 7°. l'histoire abrégée de leur découverte ou de la découverte de leurs propriétés les plus saillantes. Nous avons préféré cet ordre à tout autre, parce qu'il nous a paru le plus méthodique. Cependant nous devons faire observer qu'il nous arrivera quelquefois de ne point parler de la préparation d'un corps, parce qu'alors nous n'aurons point les connaissances nécessaires pour l'entendre : c'est ce que nous ferons particulièrement pour les métaux, dont l'extraction suppose la connaissance de tous les autres corps inorganiques, et constitue d'ailleurs une branche particulière, la métallurgie. Nous ferons également observer que, par la même raison, nous renverrons souvent à traiter de la composition d'un corps à l'époque où nous nous occuperons de l'analyse chimique.

On trouvera dans le tableau suivant tous les détails convenables sur la classification et la méthode que nous nous proposons de suivre, excepté ceux qui sont relatifs à la chimie végétale et animale, et à l'analyse : nous n'exposerons ceux-ci qu'en traitant des parties auxquelles ils se rapportent.

Digitized by Google

Ire PARTIE. Étude des Corps inorganiques partagés en 9 liv.

- 1°. Notions sur la nature des corps, sur la force qui unit leurs parties constituantes, et sur les lois d'après lesquelles ces parties se combinent
- 2°. Noms des corps pondérables, et exposé de la nomenclature.
- 3°. Corps impondérables; savoir: calorique, lumière, fluides électrique, magnétique
  - Propriétés chimiques de ces corps, traitées d'une manière générale.
- 4°. Oxigène; son extraction, ses propriétés physiques, et son action générale sur les corps, ou combustion.
- 5°. Corps combustibles simples, partagés en deux chapitres.
  - 1°. Corps simples non métalliques
  - 2°. Corps simples métalliques
- 6°. Corps combustibles composés, partagés en trois chapitres
  - 1°. Composés de corps simples non métalliques
  - 2°. Composés de corps simples métalliques ou alliages
  - 3°. Composés de corps simples non métalliques, et de corps simples métalliques
- 7°. Corps brûlés binaires, partagés en quatre chapitres.
  - Oxides non métalliques.
  - Acides non métalliques
  - Oxides métalliques.
  - Acides métalliques.
- 8°. Combinaison des corps brûlés binaires les uns avec les autres, partagés en trois chapitres
  - 1°. Combinaisons des oxides avec les oxides
  - 2°. Des acides avec les acides.
  - 3°. Des acides avec les oxides, ou sels.
- 9°. Extraction des métaux, ou métallurgie.

ÉTUDE DE CES CORPS.

1°. Propriétés physiques.
2°. Propriétés chimiques, ou action des groupes de corps précédemment examinés, sur eux.
3°. État naturel.
4°. Préparation.
5°. Composition.
6°. Usages.
7°. Historique.

IIe PARTIE. Étude des Corps organiques partagés en 2 livres.

- 10°. Chimie végétale.
- 11°. Chimie animale.

IIIe PARTIE.

- 12°. Analyse chimique. Application des propriétés des divers corps à l'art de l'analyse.

Digitized by Google

On voit, d'après ce tableau, que nous procédons à l'étude des corps en allant du simple au composé; que nous réunissons dans un même groupe ceux dont les propriétés sont analogues; et qu'en traitant de l'action chimique d'un corps quelconque, nous ne parlons jamais que de celle qu'il exerce sur les corps appartenant aux groupes précédemment étudiés. De là résultent de grands avantages: c'est que nous évitons de fréquentes répétitions, et que nous parvenons à des généralités faciles à saisir, et telles que l'histoire générale d'un groupe de corps devient souvent l'histoire particulière de chacun d'eux.

LIVRE TROISIÈME.

Des Corps ou des Fluides impondérables.

27. Nous entendons, par corps ou fluides impondérables, les diverses causes des phénomènes que nous présentent la chaleur, la lumière, l'électricité et le magnétisme, et nous les désignons par les noms de *calorique*, de *fluide lumineux*, de *fluide électrique* et de *fluide magnétique*. La qualité d'être impondérable rend douteuse, à la vérité, leur existence matérielle. Quoi qu'il en soit, nous en parlerons comme s'ils étaient des corps réels; mais nous n'affirmerons rien à cet égard, et nous ne préférons cette hypothèse à toute autre que parce qu'elle est plus commode pour exposer les faits.

DU CALORIQUE.

28. Tous les corps augmentent ou diminuent de volume, selon qu'on les expose à l'action de la chaleur ou du froid. Le thermomètre offre un exemple remarquable de

Digitized by Google

ce fait. Plongez la boule de cet instrument dans de l'eau bouillante, le liquide du tube thermométrique s'élevera environ jusqu'à 100 degrés; plongez-la dans la glace, il s'abaissera au moins jusqu'à zéro; enfin, retirez-la de l'eau ou de la glace, bientôt il reviendra à son point de départ. Les phénomènes seront encore les mêmes en mettant le thermomètre en contact avec tout autre corps : c'est ce qu'on a l'occasion d'observer en suivant la marche de cet instrument dans l'air. En effet, dans l'été, la colonne du tube thermométrique s'élève quelquefois jusqu'à 30 degrés, tandis que, dans l'hiver, elle s'abaisse souvent au-dessous de zéro; dans les autres saisons, cette colonne se soutient entre zéro et 30 degrés, et dans tous les temps, d'un jour à l'autre, sa hauteur varie selon qu'il fait plus ou moins chaud, ou plus ou moins froid : aussi se sert-on avec succès du thermomètre pour mesurer le degré de chaleur des corps ou de leur température. C'est à un fluide invisible, impondérable, qu'on attribue ces phénomènes; et ce fluide a reçu le nom de *calorique*.

29. Pour procéder avec ordre à l'étude du calorique, nous en énoncerons d'abord les principales propriétés; nous reprendrons ensuite chacune d'elles pour les développer convenablement, et les prouver autant que possible par l'expérience.

30. Le calorique est un fluide extrêmement subtil, invisible, éminemment élastique, impondérable, capable, quand il est libre, de se mouvoir sous forme de rayons, à la manière de la lumière; qui tend à se mettre en équilibre dans tous les corps, les pénètre plus ou moins facilement, les dilate, les décompose, les fait passer de l'état solide à l'état liquide, de l'état liquide à l'état gazeux; qui peut s'en séparer et les ramener par là de l'état gazeux à l'état liquide, et de celui-ci à l'état solide; enfin, qui possède la propriété de se combiner en différentes pro-

Digitized by Google

portions avec chacun d'eux, pour les élever à la même température.

Du Calorique rayonnant.

31. De toutes les expériences que l'on peut citer en faveur de l'existence du calorique rayonnant, il n'en est aucune qui soit aussi satisfaisante que la suivante : prenez deux miroirs concaves *AA'* (pl. xv) dont la concavité est parabolique. Disposez-les à 3 ou quatre mètres l'un de l'autre, de manière que leurs parties concaves soient en regard et que leurs axes *BB'* se confondent. Placez, d'une part, au foyer *F* du miroir *A*, un corps chaud et non incandescent; et placez, d'une autre part, deux thermomètres très-sensibles, savoir : l'un au foyer *F'* du miroir *A'*, et l'autre au point *M*, situé à égale distance de *F* et de *F'*. Les choses étant ainsi disposées, voici ce qu'on observe : lorsque le corps chaud est un petit boulet de fonte voisin de la chaleur rouge, le thermomètre *F'* s'élève en 5 à 6 minutes de plusieurs degrés, par exemple, de 7 à 8°, et le thermomètre *M* s'élève seulement d'un degré et demi à 2°; mais lorsque le corps n'est qu'un petit matras d'eau bouillante, le thermomètre *M* reste presque stationnaire, tandis que l'autre monte d'une manière très-sensible. Les miroirs s'échauffent, mais à peine, dans un espace de temps même très-considérable. Si le corps chaud était incandescent; par exemple, si c'était des charbons brûlans, et qu'on rendît la combustion plus active avec un soufflet, la chaleur au point *F'* serait assez grande pour y enflammer de l'amadou, de la poudre à canon, du soufre, etc. (*a*).

On ne peut expliquer ces phénomènes en supposant que

(*a*) Au lieu de deux thermomètres, on n'a employé (pl. xv) que le thermomètre différentiel de M. Leslie. Ce thermomètre, dont on trouvera la description (47), a la propriété d'indiquer la différence de température de

Digitized by Google

la chaleur du corps placé en F se communique de proche en proche au point F' par les couches d'air intermédiaires; car, dans cette hypothèse, les points M, etc., seraient plus élevés en température que le point F', et c'est ce qui n'est pas. On ne peut bien s'en rendre compte qu'en supposant que le corps chaud placé au foyer F lance de toutes parts du calorique rayonnant, de même qu'un corps lumineux lance des rayons de lumière; et que le calorique rayonnant, de même que le fluide lumineux, traverse l'air, et est réfléchi par les miroirs polis. En effet, on voit alors que toute la surface du miroir A reçoit du calorique rayonnant du corps chaud; et l'on trouve facilement que tous les rayons de calorique, en vertu de la courbure du miroir, sont réfléchis parallèlement à l'axe, vont frapper le miroir A', sont réfléchis de nouveau par ce miroir, et passent tous au point F'; en sorte qu'en plaçant en ce point un thermomètre capable d'absorber le calorique rayonnant, il s'y élèvera plus que dans tous les autres points.

Soit, par exemple, le rayon FR; ce rayon fera, avec la tangente tg, au point R sur lequel il tombe, un certain angle FRg; mais, en se réfléchissant, il en fera un autre $t\,RS$, qui devra être égal à l'angle FRg, et tel que RS, qui représente le rayon réfléchi, sera parallèle à l'axe. Parvenu en S, il se réfléchira de nouveau, en faisant avec la tangente mn, au point S, un angle de réflexion $F\,s\,m$ égal à l'angle d'incidence RSn; d'où il suit qu'il passera en F'. Soit à présent un autre rayon quelconque; il se réfléchira toujours parallèlement à l'axe, et parvenu au miroir A', il subira une nouvelle réflexion qui le portera en F':

---

deux espaces, dont le plus chaud est occupé par la boule remplie en partie de liquide, et appelée *boule focale*, et dont l'autre est occupé par l'autre boule.

Digitized by Google

32. Il suit de tout ce que nous venons de dire, qu'un corps chaud, placé dans l'air, est le centre d'une multitude de rayons calorifiques; que ces rayons traversent l'air presque librement, et que le miroir en absorbe quelques-uns et réfléchit tous les autres. Mais s'il arrive que ce corps chaud soit en présence d'un autre corps aussi chaud ou plus chaud que lui, il recevra du calorique rayonnant de celui-ci, en même temps qu'il lui en enverra, puisque tous deux en lanceront de toutes parts; et l'on conçoit qu'il n'y a pas de raison pour que cet effet n'ait pas lieu à une température de moins en moins élevée : seulement alors le rayonnement prendra une marche décroissante. Nous sommes donc conduits à admettre, avec M. Pierre Prevost, à qui cette théorie est due, que les corps rayonnent ou lancent du calorique à toute espèce de température; le calorique fait sans cesse effort pour s'en échapper, et c'est dans la quantité de cet effort ou de cette tension que consiste leur température. Or, dans cette hypothèse, que devient le calorique lancé par un corps quelconque? Il traverse l'air, comme le fait le calorique rayonnant du corps placé au foyer du miroir parabolique; il traverserait également le vide et tous les gaz qu'il pourrait rencontrer sur son passage. Arrivé à la surface des corps solides et liquides, il est en partie réfléchi, et en partie absorbé par ces corps; c'est-à-dire, qu'il se comporte avec eux comme s'il tombait sur le miroir : il n'y a de différence à cet égard que dans les quantités de calorique absorbées et réfléchies; d'où l'on voit qu'un corps quelconque, solide ou liquide, lance, absorbe, et réfléchit sans cesse du calorique rayonnant. Il lance une partie de celui qu'il contient, et il absorbe et réfléchit une partie de celui qui lui arrive continuellement. Ces diverses propriétés sont connues, la première, sous le nom de *pouvoir émissif*; la seconde, sous celui de *pouvoir absorbant*; et la

Digitized by Google

troisième, sous le nom de *pouvoir réfléchissant*. Ces pouvoirs dépendent principalement de la température et du poli de la surface des corps : leur nature n'a que peu d'influence.

1°. *De la Température.* — Plus un corps est chaud, plus il a de pouvoir émissif; car alors, plus le calorique de ce corps a de tension, ou plus il fait effort pour s'en dégager : c'est ce que l'on a occasion d'observer sans cesse.

2°. *Du Poli du corps.* — Si l'on fait tomber beaucoup de calorique rayonnant sur un corps métallique bien poli, ce corps s'échauffera à peine; d'où il faut conclure que presque tout le calorique sera réfléchi. Mais si, après avoir dépoli ce corps en le rayant avec du sable, etc. on l'expose de nouveau à l'action de la même quantité de calorique, il s'échauffera très-fortement; d'où il suit que presque tout le calorique sera absorbé : on voit donc déjà que le poli influe sur le pouvoir réfléchissant et sur le pouvoir absorbant. Prouvons qu'il n'influe pas moins sur le pouvoir émissif. Si l'on remplit d'eau bouillante deux vases de même nature et de même dimension, que l'un soit bien poli et que l'autre ne le soit pas, ils se refroidiront inégalement, quoique placés tous deux dans les mêmes conditions. Le refroidissement du premier sera bien plus lent que celui du second : donc, le pouvoir émissif de celui-ci sera bien plus grand que celui de l'autre.

En général, plus un corps a de poli, et plus son pouvoir réfléchissant est grand, et ses pouvoirs émissif et absorbant sont faibles; moins il a de poli, et plus, au contraire, son pouvoir réfléchissant est faible, et ses pouvoirs émissif et absorbant sont considérables. Par conséquent, en recouvrant un corps poli d'une légère couche d'un corps quelconque qui ne le soit pas, ou ne le soit que peu, on doit singulièrement diminuer son pouvoir réfléchissant et augmenter ses pouvoirs émissif et absor-

Digitized by Google

bant; c'est ce qui a lieu en effet : on peut facilement s'en convaincre de la manière suivante : que l'on prenne un vase cubique de fer-blanc; qu'on recouvre trois de ses faces, l'une de noir de fumée, en l'exposant à la flamme d'une bougie; l'autre de papier, la troisième d'un vernis, et qu'on ne recouvre la quatrième d'aucun corps; ensuite, après avoir rempli ce vase d'eau bouillante, qu'on en mette successivement les faces au foyer et en regard d'un miroir, et l'on verra que la face brillante fera monter beaucoup moins que les autres le thermomètre placé au foyer d'un autre miroir vis-à-vis du premier; par exemple, huit fois moins que celle qui est couverte de noir de fumée (*a*). Tout restant dans le même état, que l'on recouvre de noir de fumée le miroir au foyer duquel se trouve le vase cubique de fer-blanc, et dès-lors ce miroir acquerra la propriété de s'échauffer et de réfléchir si peu de calorique, que le thermomètre placé au foyer de l'autre montera à peine.

3°. On pourrait être tenté d'attribuer la propriété qu'ont les corps non polis d'absorber et d'émettre, etc., plus de calorique que les corps polis, à ce que ceux-ci ont moins de surface que ceux-là. Mais M. Leslie a prouvé que cet effet dépendait d'une autre cause. Si l'on fait un certain nombre de raies dans le même sens sur l'une des faces brillantes d'un vase cubique de fer-blanc; si l'on en fait ensuite le même nombre sur une autre face du cube, mais moitié dans un sens, moitié dans l'autre, on verra qu'en remplissant le vase d'eau bouillante, et procédant d'ailleurs à l'expérience comme nous l'avons dit précédem-

(*a*) Il ne faudrait pas que la couche de vernis fût trop épaisse; car comme les corps gras sont de mauvais conducteurs du calorique, il s'ensuivrait que le calorique n'arriverait que difficilement jusqu'à la surface, et que, par conséquent alors, la couche, au lieu de favoriser le dégagement du calorique, s'y opposerait.

Digitized by Google

ment, il se dégagera sensiblement plus de calorique par la face qui portera des raies croisées que par l'autre. C'est que, par l'entre-croisement des raies, il se forme des pointes, et que les pointes transmettent plus facilement le calorique que les corps ronds. (*Voy.*, pour plus de détails sur le calorique rayonnant, les mémoires de MM. Leslie et le comte de Rumford, la théorie de la chaleur par M. Fourier (*Ann. de Chimie et de Physique*, t. III, p. 350, et t. IV, p. 128), et l'ouvrage de Physique de M. Biot).

De l'Equilibre du calorique.

33. Toutes les fois que deux corps sont à des températures différentes, le plus chaud cède du calorique à l'autre, de manière que tous deux finissent par acquérir la même température : on dit alors qu'ils contiennent des quantités de calorique qui se font équilibre, ou qui sont au même degré de tension, parce qu'elles réagissent de la même manière sur le thermomètre. Cet effet a lieu entre les corps qui sont à distance, comme entre ceux qui se touchent. Nous allons d'abord nous occuper de ce qui a lieu dans le premier cas ; nous verrons ensuite ce qui arrive dans le second.

Equilibre à distance. — Nous avons admis précédemment, page 45, que tous les corps placés dans le vide, dans l'air ou les autres gaz émettaient, absorbaient, et réfléchissaient sans cesse du calorique rayonnant; par conséquent, un corps dont la température ne change pas en émet et en absorbe la même quantité, quelle que soit d'ailleurs celle qu'il réfléchisse. Mais puisque les corps qui sont à des températures différentes finissent par arriver à la même température, il faut nécessairement que ceux qui sont chauds émettent plus de calorique qu'ils n'en absorbent, et que ceux qui sont froids en absorbent au con-

Digitized by Google

traire plus qu'ils n'en émettent ; de telle manière que les quantités émises et les quantités absorbées par le même corps se rapprochent sans cesse du terme où elles seront égales, et enfin l'atteignent : alors l'équilibre est nécessairement établi.

C'est en vertu de cette tendance à l'équilibre, par exemple, que tous les corps se refroidissent après le coucher du soleil, et que tous se refroidissent inégalement suivant l'énergie de leurs pouvoirs émissifs, et suivant la position qu'ils ont à l'égard du ciel et des autres objets de la terre. Le rayonnement vers un ciel serein est un rayonnement en pure perte ; il n'y a pas là de corps qui envoie en retour quelques rayons calorifiques ; au contraire, le rayonnement contre les montagnes, les arbres et tous les autres corps ne se fait jamais sans retour : ainsi, à pouvoir émissif égal, les corps en regard d'une plus large partie du ciel se refroidissent davantage, et arrivent plus tôt au point de condenser la vapeur pour se couvrir de rosée, ou même au point de congeler cette rosée pour se couvrir de givre. C'est par ce principe d'un rayonnement continuel et dépendant, pour son intensité, de la nature du corps, de son pouvoir émissif et de sa position, que M. Wells est parvenu à expliquer, d'une manière si ingénieuse et si complète, toutes les circonstances de la rosée et de la gelée, et l'influence du vent et des nuages sur ces phénomènes.

Equilibre du calorique au contact. — Lorsque les corps, loin d'être à distance, comme nous venons de le supposer, sont en contact les uns avec les autres, le calorique passe immédiatement des plus chauds dans les plus froids ; de la même manière que d'une molécule à une autre dans l'intérieur d'un même corps ; mais ce passage se fait-il alors par rayonnement? Tout nous porte à le croire. Quoi qu'il en soit, l'équilibre s'établit en peu de temps, et dans un temps plus ou moins court en raison de la capacité des

Digitized by Google

corps pour le calorique (54), et de la faculté plus ou moins grande qu'ils ont de conduire ce fluide (36).

S'il est vrai que le calorique tend toujours à se mettre en équilibre, nous en enlevons nécessairement une certaine quantité aux corps qui sont au-dessus de notre température, et nous en cédons au contraire une portion à ceux qui sont au-dessous : de là résultent les deux sensations que nous connaissons sous les noms de *chaleur* et de *froid*. Ces deux sensations ne sont donc que l'effet, sur nos organes, d'une quantité plus ou moins grande de calorique ; mais elles sont singulièrement modifiées par la température de l'atmosphère, très-variable dans le cours de l'année. Nos organes s'accoutument aux sensations prolongées, de sorte que le corps qui nous paraissait un peu froid finit par ne plus l'être au bout d'un certain temps. Si alors nous venons à toucher ce même corps après que sa température aura été élevée de quelques degrés, il devra nous paraître chaud, parce que ce corps nous enlevera moins de calorique dans le même temps. Voilà pourquoi les caves profondes, qui sont toujours à 12°,5, nous paraissent froides en été, où l'air est au-dessus de 20°, et chaudes en hiver, où l'air est au-dessous de zéro ; voilà pourquoi l'eau des puits nous paraît très-fraîche dans l'été, et pour ainsi dire chaude dans l'hiver.

De l'Elasticité, de la Ténuité, de l'Invisibilité et de l'Impondérabilité du calorique.

34. De ces propriétés, les trois premières peuvent se déduire de ce qui précède. Le calorique est parfaitement élastique, puisqu'il fait sans cesse effort pour s'élancer des corps, et que c'est à lui que les corps, surtout les gaz, doivent probablement leur élasticité.

Il faut que le calorique soit d'une ténuité prodigieuse ;

Digitized by Google

autrement il serait impossible de concevoir comment une multitude de rayons calorifiques peuvent traverser l'air en tous sens, et s'entre-croiser, sans qu'il en résulte aucune déviation dans leur route. Nous ne concevrions pas non plus comment le calorique peut s'introduire dans tous les corps, et passer à travers tous, à tel point qu'aucun ne peut le contenir. Quant à son invisibilité, elle n'est pas moins évidente, puisque le calorique va sans cesse d'un corps à l'autre sans que l'œil puisse le saisir. Voyons maintenant comment il est possible d'établir son impondérabilité.

35. La plupart des corps, en se combinant, laissent dégager une grande quantité de calorique : or, ils sont aussi pesans après qu'avant leur combinaison ; le calorique est donc impondérable, ou du moins s'il est pesant, nos balances ne sont pas assez sensibles pour en apprécier le poids. Pour constater ces importans résultats, on prendra un flacon de deux litres, dont le bouchon sera de verre et bien usé, et l'on y versera environ 250 grammes d'eau et 250 grammes d'acide sulfurique, mais de manière qu'ils ne se mêlent pas, et que le liquide le plus lourd, qui est l'acide, occupe la partie inférieure. A cet effet, on versera l'eau la première; ensuite on fera plonger un tube au fond du flacon, et on versera l'acide par ce tube : alors on retirera le tube, on bouchera bien exactement le flacon, on l'essuiera et on le pésera avec une balance sensible à un demi-milligramme. Cela étant fait, on agitera doucement le flacon jusqu'à ce que l'eau et l'acide, qui formaient deux couches très-distinctes, n'en forment plus qu'une et soient combinés : il en résultera un grand dégagement de calorique, c'est-à-dire que le vase s'échauffera beaucoup. Lorsque ce vase sera revenu à sa température primitive, on le pésera de nouveau, et l'on verra qu'il n'aura pas sensiblement diminué de poids. Cependant il se sera dé-

Digitized by Google

gagé beaucoup de calorique à travers ses parois, d'où l'on conclura que le poids du calorique est inappréciable.

De la Propagation du Calorique à travers les corps.

36. Lorsqu'on expose l'extrémité d'un corps solide à l'action du feu, non-seulement les parties qui composent cette extrémité s'échauffent, mais les parties environnantes, jusqu'à une certaine distance, s'échauffent elles-mêmes, de manière que leur température va en décroissant, à partir du foyer. Tous les corps ne possèdent pas également la propriété de propager le calorique; il y a même une grande différence à cet égard. Ceux qui la possèdent à un haut degré s'appellent *bons conducteurs du calorique :* tels sont les métaux. Ceux qui la possèdent à un faible degré s'appellent *mauvais conducteurs :* tels sont le bois, le charbon, les graisses : aussi sait-on qu'on ne peut sans se brûler tenir par une extrémité une barre de fer, de quelques centimètres de long, qu'on fait rougir par l'autre; tandis que cette expérience se fait habituellement avec un morceau de charbon. En général, plus un corps est pesant, et plus, à quelques exceptions près, il est bon conducteur du calorique.

37. Les liquides sont de mauvais conducteurs du calorique, plus mauvais même que le charbon. En effet, prenez un vase de verre, remplissez-le à moitié d'un liquide à la température ordinaire, par exemple, de mercure; versez-y ensuite un liquide chaud plus léger que le premier, par exemple, de l'eau bouillante; le liquide inférieur, c'est-à-dire le mercure, ne s'échauffera que lentement.

On concevra facilement, d'après cela, pourquoi, dans les mers et dans les lacs, l'eau, en été, est quelquefois à

Digitized by Google

20° à la surface, tandis qu'à 5 ou 6 mètres au-dessous, elle n'est qu'à une température bien inférieure.

Cependant, lorsqu'on met sur le feu un vase plein d'eau, elle ne tarde point à entrer en ébullition : c'est qu'alors la couche inférieure, s'échauffant par son contact avec les parois du vase, devient plus légère que les autres couches, et s'élève à la partie supérieure ; la seconde prend sa place et s'élève à son tour, etc.; de sorte qu'il en résulte deux courans, l'un ascendant d'eau chaude, et l'autre descendant d'eau froide, jusqu'à ce que l'eau soit en ébullition. Rumford, qui a fait beaucoup d'expériences à cet égard, croit même que c'est par ce seul moyen que les liquides s'échauffent, et que la conductibilité n'y entre pour rien. Mais ce que nous avons dit prouve qu'elle contribue réellement à les échauffer.

38. Quoique les liquides conduisent très-difficilement le calorique, les gaz le conduisent plus difficilement encore ; on ne peut même pas constater s'ils sont réellement conducteurs, parce que, en les mettant en contact avec un corps chaud, le calorique de celui-ci s'élance entre leurs molécules sous forme de rayons. Toutefois ils s'échauffent rapidement, en raison surtout de leur peu de capacité pour le calorique et de la mobilité de leurs molécules, propriété qui les rend capables de former des courans ascendans chauds et des courans descendans froids, comme les liquides. (Voy. *les Lois de la Propagation du calorique à travers les corps*, dans l'ouvrage de Physique de M. Biot.)

De la Dilatation.

39. Tous les corps que l'on expose à une température supérieure à la leur se dilatent, à moins qu'ils ne soient suffisamment comprimés ; leur dilatation est d'autant plus

Digitized by Google

grande, que la température à laquelle on les expose est plus élevée. Il n'y a qu'un petit nombre de corps qui fassent exception; et encore n'est-ce que dans les degrés voisins de leur passage de l'état solide à l'état liquide. C'est ainsi, par exemple, qu'à 4 degrés, l'eau occupe moins de volume qu'à 3 degrés; à 2 degrés, moins qu'à 1 degré; à 1 degré moins qu'à zéro liquide; à zéro liquide, moins qu'à zéro solide. Ce phénomène dépend, selon toute apparence, de ce qu'alors les molécules tendent à s'arranger de manière à donner naissance à des cristaux, et de ce que cet arrangement nécessite un plus grand écartement entre elles. Quoi qu'il en soit, hormis ces exceptions, qui sont en très-petit nombre et qui n'ont lieu que pour une très-petite partie de l'échelle thermométrique, la loi est générale; et l'on remarque que, pour un même nombre de degrés de cette échelle, les solides se dilatent moins en général que les liquides, et ceux-ci moins que les gaz, ce qui provient sans doute de ce que les premiers ont beaucoup plus de cohésion que les seconds, et les seconds plus que les derniers.

40. *Dilatation des Gaz.* — La dilatation de tous les gaz est uniforme et égale, pour chaque degré du thermomètre centigrade, à $\frac{1}{266,67}$ de leur volume à zéro, sous la pression atmosphérique. C'est à MM. Dalton et Gay-Lussac qu'on doit la découverte de cette loi. Prouvons d'abord qu'elle est vraie pour l'air; nous prouverons ensuite qu'elle l'est pour les autres gaz.

Prenez un tube gradué, d'un petit diamètre, plein d'air sec, ouvert par l'une de ses extrémités, et terminé à l'autre par une boule dont la capacité, ainsi que celle des divisions du tube, soit connue (*a*); introduisez dans le tube

(*a*) On détermine le rapport de la capacité de la boule avec celle des divisions du tube de la manière suivante : on pèse le tube vide et on note

Digitized by Google

une petite colonne de mercure pour renfermer l'air de la boule et d'une partie de ce tube, et en même temps pour servir d'index. Placez-le ensuite horizontalement dans une petite cuve en fer blanc, à une légère distance du fond, de manière que le tube, depuis son extrémité jusqu'à l'index, se trouve au dehors, en passant à travers un bouchon adapté à une ouverture pratiquée dans la paroi latérale de la cuve; puis recouvrez de glace fondante la boule et la portion du tube qui est entre elle et l'index. Par l'action de la glace fondante, l'air se condensera, et vous jugerez qu'il sera arrivé à zéro lorsque l'index, qui d'abord se sera porté du côté de la boule, se fixera en un point que vous noterez soigneusement : alors mettez de l'eau dans la cuve; portez cette eau à 10 degrés, de 10 degrés à 20 degrés, de 20 degrés à 30 degrés, et enfin à 100 degrés; observez attentivement la marche de l'index, qui indique la dilatation de l'air; et vous verrez que ce fluide, en passant de zéro à 10 degrés, se dilatera autant qu'en passant de 10 degrés à 20 degrés, de 20 degrés à 30 degrés; et qu'enfin en passant de zéro à 100 degrés, il se dilatera de 0,375 de son volume. Or, puisque la dilatation est la même en passant de zéro à 10 degrés, de 10 degrés à 20 degrés, de 20 degrés à 30 degrés, etc., il s'ensuit que, par chaque degré, l'air se dilate de $\frac{0,375}{100} = 0,00375 = \frac{1}{266,67}$ du volume qu'il occupe à zéro. Pour que l'expérience soit exacte, il faut, à mesure que le gaz

---

son poids; ensuite on remplit la boule de mercure en la chauffant, et plongeant l'extrémité du tube dans ce métal; on pèse de nouveau le tube, et soustrayant du poids trouvé celui du tube vide, on a le poids du mercure contenu dans la boule. Alors déterminant, par une méthode analogue, le poids du mercure que peut contenir un certain nombre des divisions du tube, lesquelles sont toutes d'égale capacité, on en conclut facilement le rapport cherché, puisqu'il suffit de diviser le poids du mercure de la boule par celui de l'une des divisions. (*Voy.* comment on gradue un tube.) (46).

Digitized by Google

se dilate, enfoncer le tube dans la cuve, de manière que le mercure affleure continuellement sa paroi. Sans cela, toute la masse d'air sur laquelle on opérerait ne serait point soumise à la température de l'eau de la cuve, et sa dilatation serait un peu moins grande qu'elle ne devrait être.

40 *bis*. Pour concevoir plus aisément la loi précédente, l'on peut encore supposer que la capacité de la boule soit 266 fois $\frac{2}{3}$ aussi grande que chaque division du tube; que la boule soit pleine d'air à zéro; que l'index soit à la naissance du tube du côté de la boule, et qu'on élève successivement la température de 1, 2, 3, 40 dégrés: alors l'air se dilatera de manière à occuper toute la boule, plus 1, 2, 3, 40 divisions du tube: donc la dilatation sera par chaque degré celle que nous venons d'énoncer.

Sachant que l'air se dilate, pour chaque degré, de $\frac{1}{266,67}$ de son volume à zéro, il est facile de prouver que tous les gaz sont dans le même cas. Il suffit pour cela de prendre deux tubes de verre, fermés par l'une de leurs extrémités, gradués avec le plus grand soin, et de dimensions parfaitement égales; de les remplir d'abord de mercure, puis d'introduire dans l'un la moitié de son volume du gaz sur lequel l'essai doit être fait, et dans l'autre la moitié de son volume d'air; de porter l'appareil dans une étuve dont la température puisse être élevée à volonté, et d'observer la marche de la dilatation des gaz. L'observation fera voir que cette marche est absolument la même; donc la loi est générale. Or, tous les gaz se dilatant également et uniformément, n'est-il pas extrêmement probable que leur dilatation est proportionnelle à la marche effective de la chaleur?

On peut prouver aussi, à l'aide du même appareil, que les vapeurs se dilatent dans le même rapport que les gaz;

Digitized by Google

mais il faut préalablement échauffer cet appareil, en le tenant pendant quelque temps dans une étuve dont la température doit être pour l'éther, par exemple, de 60 degrés. Alors, faisant passer de la vapeur éthérée dans l'un de ces tubes, et de l'air dans l'autre, de manière qu'ils correspondent chacun à la même division, on élève la température de 60 à 100 degrés, et l'on voit que la marche des deux fluides ne diffère en rien.

Puisque la dilatation des gaz est égale pour chaque degré à $\frac{1}{266,67}$ de leur volume à zéro, connaissant le volume d'un gaz à une température quelconque, on saura aisément ce que deviendra ce volume à toute autre température. En effet, on aura la dilatation du volume du gaz pour chaque degré, en divisant ce volume par 266,67, plus ou moins le nombre d'unités dont la température du gaz sera au-dessus ou au-dessous de zéro (*a*). Cette dilatation étant connue, on la prendra autant de fois qu'il y aura de degrés entre les deux températures, et on ajoutera la somme au volume, ou on l'en retranchera, selon que ce volume devra être plus ou moins grand que le volume cherché.

Supposons qu'on ait 100 parties de gaz à 40°, et qu'on veuille connaître le volume de ce gaz à 20°, on divi-

(*a*) Car le volume d'un gaz au-dessus de zéro égale son volume à zéro, plus la dilatation pour chaque degré, prise un nombre de fois égal au nombre de degrés dont la température est au-dessus de zéro. Or, son volume à zéro égale cette dilatation prise 266 $\frac{2}{3}$: donc, en divisant le volume au-dessus de zéro par 266 $\frac{2}{3}$, plus autant d'unités qu'il y en a dans le nombre de degrés dont la température est au-dessus de zéro, on aura la dilatation pour chaque degré. Si le gaz était au-dessous de zéro, il faudrait évidemment diviser son volume, non pas par 266 $\frac{2}{3}$, plus le nombre d'unités, mais par 266 $\frac{2}{3}$, moins le nombre d'unités dont la température serait au-dessous de zéro. Au reste, c'est ce que l'on concevra avec assez de facilité si l'on se rappelle ce que nous avons dit précédemment (40 *bis*), et si l'on observe que rien ne s'oppose à ce que l'on considère le volume du gaz à zéro comme formé de 266 parties $\frac{2}{3}$.

Digitized by Google

sera 100 par 266 $\frac{2}{3}$ plus 40, ou par 306 $\frac{2}{3}$, et l'on obtiendra pour quotient 0,326; ce quotient, multiplié par 20, donnera 6,520, qui, retranchés de 100, donneront 93 parties, 48 pour le volume qu'occuperont les 100 parties de gaz à 20°.

41. Nous avons supposé, dans ce que nous venons de dire de la dilatation des gaz, qu'ils étaient soumis à une pression constante, capable de céder à leur force expansive. Mais qu'arriverait-il s'ils n'étaient comprimés extérieurement par aucun corps, ni par l'air, ni par les parois des vases qui les recèlent? Comme ils sont sans cohésion, et qu'ils n'obéissent qu'à la force répulsive du calorique, ils se raréfieraient indéfiniment à une température quelconque. Que l'on prenne un vase plein d'air, qu'on l'adapte à la machine pneumatique, et que l'on mette cette machine en jeu, on retirera continuellement du vase une certaine quantité d'air; et cependant ce vase sera toujours plein: donc, à mesure qu'on retirera une portion d'air, le reste se raréfiera de manière à occuper toujours le même espace. Or, l'air ne peut se raréfier sans que le calorique qu'il contient ne diminue de tension; par conséquent, à mesure qu'il se raréfiera il devra en même temps se refroidir, et c'est en effet ce qui a lieu. Il est possible même que le froid soit très-considérable: le thermomètre ordinaire ne peut l'indiquer parce qu'il a trop de masse, et que, par cette raison, en s'abaissant un peu, il fait monter l'air raréfié d'un grand nombre de degrés. Il y a donc dans cette expérience une certaine quantité de calorique qui devient insensible au thermomètre. Nous connaîtrons par la suite ce calorique sous le nom de *calorique latent*.

42. *Dilatation des solides et des liquides.* — Il n'en est point de la dilatation des solides et des liquides comme de celle des gaz.

Digitized by Google

Les solides sont très - peu dilatables ; ils le sont tous inégalement : ainsi, placés dans les mêmes circonstances, l'étain l'est plus que le cuivre, et le cuivre plus que le fer.

Chaque solide en particulier se dilate même d'une manière inégale, suivant MM. Dulong et Petit, pour le même nombre de degrés pris sur différentes parties de l'échelle thermométrique ; c'est-à-dire que la dilatation de l'un d'entre eux n'est jamais proportionnelle au degré de chaleur qu'il éprouve ; elle croît avec la température, de sorte qu'un métal, par exemple, se dilate un peu plus en passant de 200° à 300°, qu'en passant de 100° à 200°. Cet accroissement devient surtout très-sensible vers les températures voisines de la fusion des corps. Il est à remarquer que la dilatation du verre est plus rapide que celle des métaux, et que celle-ci est plus rapide elle-même que celle du mercure.

43. Les divers liquides nous présentent dans leur dilatation des phénomènes analogues aux solides. Non-seulement ils se dilatent inégalement, mais il n'en est aucun dont la dilatation soit uniforme ou proportionnelle à la température. La différence, toujours petite, à la vérité, devient de plus en plus grande à mesure que la température s'élève.

Par conséquent, les thermomètres solides et liquides ne doivent point indiquer tout-à-fait la quantité de calorique ajoutée ou soustraite ; il faut pourtant en excepter : 1°. le thermomètre à mercure, entre le 36me degré sous zéro et le degré de l'eau bouillante, car sa marche est la même que celle du thermomètre à air, phénomène dû à ce que la loi de la dilatation du verre se combinant avec celle du mercure, il en résulte une compensation exacte (46) ; 2°. les thermomètres solides, entre le terme de l'eau bouillante et les termes inférieurs, parce qu'il paraît que ce

Digitized by Google

n'est qu'au-dessus de 100° que l'on observe bien que la dilatation des corps solides n'est pas sensiblement proportionnelle à la chaleur qu'ils éprouvent. Du moins, d'après les expériences faites en 1782 par Lavoisier et M. Laplace (*Annales de Chimie et de Physique*, t. 1, page 101), la dilatation linéaire entre la température de la glace fondante et celle de l'eau bouillante est, par chaque degré du thermomètre centigrade, pour les corps suivans, savoir :

Pour Glace de Saint-Gobin	de $\frac{1}{112847}$
Tube de verre sans plomb	$\frac{1}{111408}$
Flint-glass anglais	$\frac{1}{124834}$
Verre de France avec plomb	$\frac{1}{114680}$
Cuivre	$\frac{1}{58205}$
Cuivre jaune ou laiton	$\frac{1}{53215}$
Fer doux forgé	$\frac{1}{81937}$
Fer rond passé à la filière	$\frac{1}{81157}$
Acier non trempé	$\frac{1}{92699}$
Acier trempé, jaune, recuit à 65°	$\frac{1}{80674}$
Plomb	$\frac{1}{35108}$
Etain des Indes ou de Mélac	$\frac{1}{51609}$
Etain de Falmouth	$\frac{1}{46161}$
Argent de coupelle	$\frac{1}{54363}$
Argent au titre de Paris	$\frac{1}{52392}$
Or de départ	$\frac{1}{68202}$
Or au titre de Paris, non recuit	$\frac{1}{63452}$
Or au titre de Paris, recuit	$\frac{1}{66067}$
Platine, selon Borda	$\frac{1}{116748}$

Citons maintenant les résultats dont MM. Petit et Dulong ont tiré les conséquences auxquelles ils sont parvenus (*Ann. de Chim. et de Phys.*, t. VII, p. 113). Ils ont trouvé que la dilatation moyenne absolue était par chaque degré du thermomètre à air, corrigé de la dilatation du verre,

Digitized by Google

	Entre 0° et 100°.	Entre 0° et 206°.	Entre 0° et 300°.
Pour le fer	$\frac{1}{8200}$	»	$\frac{1}{8700}$
Pour le cuivre	$\frac{1}{9400}$	»	$\frac{1}{17,00}$
Pour le platine	$\frac{1}{37700}$	»	$\frac{1}{36300}$
Pour le verre	$\frac{1}{38700}$	$\frac{1}{36300}$	$\frac{1}{32900}$
Pour le mercure	$\frac{1}{5560}$	$\frac{1}{5425}$	$\frac{1}{5300}$
Pour le mercure, y compris l'effet de la dilatation du verre qui le contient	$\frac{1}{6480}$	$\frac{1}{5378}$	$\frac{1}{5318}$

En multipliant les dénominateurs par 3 pour avoir la dilatation linéaire du fer, du cuivre et du verre, on obtiendra sensiblement celle qui est indiquée par Lavoisier et M. Laplace.

Thermomètres.

44. C'est sur la propriété qu'ont les corps de se dilater que sont fondés les thermomètres. On en distingue trois sortes : les premiers sont construits avec des corps solides, et sont destinés à mesurer les hautes températures ; les seconds avec des liquides, et servent aux mesures des températures basses et moyennes ; les troisièmes avec de l'air, et ne s'emploient que lorsqu'il s'agit de reconnaître que la température subit de légères variations.

45. *Thermomètres solides.* — Les thermomètres solides prennent le nom de *pyromètres*. La plupart ne sont que des verges métalliques disposées de manière à apprécier la dilatation que la chaleur leur fait éprouver : cependant le plus généralement employé, et le seul que nous décrirons, a pour base la propriété qu'a l'argile de prendre du retrait quand on l'expose à une haute température. Ce pyromètre, connu sous le nom de son inventeur, *Wegdwood*, est composé de deux pièces : la première est un petit cylindre d'argile de 12,7 millimètres de diamètre, de 14 à 15 millimètres de longueur, un peu aplati d'un côté,

Digitized by Google

et cuit à une chaleur rouge ; la seconde est une *jauge* destinée à mesurer la diminution de volume de l'argile chauffée ; elle est formée d'une plaque en cuivre ou en laiton, sur laquelle sont soudées deux règles de même métal, parfaitement égales, et longues de 609,592 millimètres, formant un canal convergent, dont l'ouverture est de 12,7 millimètres à une extrémité, et de 7,62 millimètres à l'autre ; l'une des règles est divisée en 240 parties égales qu'on appelle *degrés* ; le *zéro* de l'échelle est placé à l'extrémité la plus large. On divise ordinairement l'instrument en deux, afin de le rendre plus portatif, et l'on a ainsi sur la même plaque deux canaux convergens, dont l'un est la suite de l'autre. (*Voy.* pl. XVI, fig. 1.)

C C′ C″ C‴, plaque de laiton.

D D′, rainure formée par les deux règles *E E′*, *F F′*.

G G′, autre rainure faisant suite à la première, et formée par les deux règles *F F′*, *H H′*.

I, petit cylindre d'argile entrant dans la rainure *D D′*.

L, fig. 2, petit creuset ou étui terreux, très-réfractaire, pour calciner le cylindre d'argile.

Pour que cet instrument puisse être comparable, il faut que les petits cylindres soient constamment formés avec la même argile, et que cette argile soit absolument infusible.

Par exemple, s'agit-il de connaître la température à laquelle le cuivre fond, mettez un de ces petits cylindres dans le creuset avec le cuivre, et aussitôt que ce métal sera fondu, retirez le cylindre ; laissez-le refroidir ; regardez jusqu'à quel degré il peut avancer alors dans la jauge, et vous verrez qu'il ira jusqu'à 27°. Quand la substance est de nature à se vitrifier ou à s'attacher au cylindre, il faut préalablement le mettre dans un étui de terre à creuset (*a*).

(*a*) Wedgwood s'était d'abord servi, pour former ces cylindres, d'ar-

Digitized by Google

Le 0° de ce pyromètre correspond à 580°,55 du thermomètre centigrade; et chacun de ses degrés égale 72,22 degrés du même thermomètre, d'après Wedgwood; mais il est évident, d'après ce que nous avons dit de la dilatation des solides, que la marche de ce thermomètre n'est pas proportionnelle à celle de la chaleur (42), et qu'il en est de même de tous les pyromètres.

On attribue généralement à la perte d'une portion d'eau le retrait qu'éprouve l'argile à une haute température.

---

gile blanche de Cornouailles, qui est composée, suivant lui, de 2 parties de silice et de 3 d'alumine. (Cette analyse n'est pas exacte, car toutes les argiles contiennent beaucoup plus de silice que d'alumine.) Mais, depuis, il a reconnu la nécessité d'y ajouter la moitié de son poids d'alumine pure précipitée de l'alun par la potasse du commerce et lavée avec de l'eau bouillante. On se procurera donc de l'argile blanche de Cornouailles; on la délayera dans l'eau; on laissera déposer un moment pour permettre aux matières étrangères de se rassembler au fond du vase; on décantera ensuite, en faisant passer à travers un tamis de soie très-fin l'argile en suspension, qui, peu à peu, se précipitera; on décantera l'eau devenue claire, et on fera sécher. On mêlera alors cette argile sèche avec la moitié de son poids d'alumine pure; on délayera le tout dans deux cinquièmes d'eau en poids; on pétrira avec le plus grand soin la pâte qu'on obtiendra ainsi; on la fera passer, à l'aide d'une légère pression, par des trous pratiqués au fond d'un cylindre de fer un peu épais, et l'on aura de longues baguettes qu'on coupera en pièces de longueur convenable. Ces trous devront avoir précisément la même forme que les pièces, c'est-à-dire celle d'un cylindre dont on aurait enlevé un petit segment : quant à leur diamètre, il sera d'environ 13,15 millim. (l'auteur ne l'indique pas), ou plutôt il sera tel que chaque pièce, après sa dessiccation, en ait un de 12,7 millimètres. Toutes seront séchées à la chaleur de l'eau bouillante; puis on les examinera, afin de s'assurer qu'elles correspondent au 0° de la jauge. Quand bien même elles y entreraient d'un à deux degrés, on pourrait les regarder comme bonnes : seulement il faudrait marquer ce nombre sur un des bouts de la pièce pour le déduire de la température observée. Dans tous les cas, il sera utile de les faire cuire dans un four jusqu'au rouge naissant : par ce moyen, elles prendront assez de dureté pour qu'elles puissent être exposées tout-à-coup à une très-haute chaleur sans éprouver de gerçures. (*Voy.* la *description du pyromètre, Transact. philosoph.*, LXXII, LXXIV et LXXVI.)

Digitized by Google

Cette opinion est fondée pour les basses températures ; mais elle est erronée pour les températures au-dessus de 29° du pyromètre, ainsi que Théodore de Saussure s'en est assuré par l'expérience suivante : un cylindre pyrométrique qui, avant d'avoir été chauffé, pesait 1^{gram},72, avait perdu, à 29 degrés, 132 milligrammes ; depuis ce terme jusqu'au 170me degré, il ne perdit plus rien, quoiqu'il eût diminué de plus d'un quart de son volume. Le retrait de l'argile ne peut donc être dû évidemment qu'à la combinaison plus intime de ses élémens.

46. *Thermomètres liquides.* — Plusieurs liquides peuvent être employés pour construire des thermomètres ; celui qu'on doit préférer est le mercure : 1°. il supporte, avant de bouillir, une plus haute température que tous les autres liquides ; 2°. il est plus sensible à l'action de la chaleur, à raison de sa conductibilité et de son peu de capacité pour le calorique : à la vérité, sa dilatation n'est point uniforme, pas plus que celle des solides et des autres liquides ; mais elle le devient entre le degré de l'eau bouillante et le 36me degré sous zéro, lorsque le mercure est renfermé dans des enveloppes vitreuses, parce que la loi de dilatation du verre se combinant avec celle du métal, il en résulte, pour cette latitude de l'échelle thermométrique, une compensation exacte qui se conserve même presque dans son entier au-delà de 100°.

La première chose à faire dans la construction d'un thermomètre liquide, est de choisir un tube capillaire ou d'un très-petit diamètre. Ce tube doit être cylindrique, autant que possible, afin qu'en le divisant en parties égales, chaque division ait la même capacité. Il le sera évidemment si une petite colonne de mercure, introduite dans son intérieur et portée successivement dans tous ses points, au moyen d'une légère inclinaison, occupe partout

Digitized by Google

la même longueur (*a*). Lorsqu'il n'est pas possible de se procurer de tube cylindrique, ce qui arrive quelquefois, il faut prendre ceux qui s'en rapprochent le plus, et les partager en divisions d'égale capacité, par le procédé qui est dû à M. Gay-Lussac. A cet effet, on introduit dans le tube (planche XVI, fig. 4.) une petite colonne de mercure *CC'* que l'on amène vers l'une des extrémités *A*, et l'on fait avec un diamant sur le tube deux traits 1 et 2, qui indiquent la longueur de la colonne. Pour en avoir une seconde de même capacité, le premier moyen qui se présente est de faire glisser le mercure jusqu'à ce que son extrémité *C'* corresponde exactement au trait 2; mais ce moyen est si difficile à pratiquer que bientôt on est obligé d'y renoncer. On parvient sûrement et facilement au même but en amenant l'extrémité *C'* de la colonne de mercure au-delà et tout près du trait 2, par exemple en *D'*; après quoi, prenant la longueur de cette nouvelle colonne avec le compas, et appliquant l'une des pointes de celui-ci en *C*, l'autre vient tomber quelque part en *D*, et donne un intervalle *CD* sensiblement égal en capacité à l'intervalle *CC'* : nous disons sensiblement, et la raison en est toute simple; c'est que l'espace *D'C* est très-petit, et que d'ailleurs le tube par lui-même est presque cylindrique. Rien ne s'opposera à ce que l'on répète l'opération de manière à avoir un 3e, un 4e intervalle, en sorte que le tube se trouvera partagé en un certain nombre de divisions d'égale capacité. Ces divisions seront aussi rapprochées que l'on voudra les unes des autres, puisque leur nombre dépend de la colonne de mercure, dont la longueur est arbitraire. Par conséquent l'on pourra considérer le dia-

(*a*) On introduit une petite colonne de mercure dans le tube, en plongeant l'une des extrémités du tube dans un bain de mercure, fermant l'autre extrémité avec le doigt, et enlevant le tube.

Digitized by Google

mètre du tube comme cylindrique dans l'étendue de l'intervalle compris entre deux divisions consécutives. Dès-lors, pour achever la division du tube, il ne restera plus qu'à partager chaque intervalle entre le même nombre de parties. Cette nouvelle division se fera, si l'on veut, sur une lame d'ivoire ou de cuivre. Après avoir tiré une ligne droite sur la lame, l'on placera le tube près de la ligne, et l'on marquera d'abord sur celle-ci tous les points qui correspondront exactement aux divisions du tube; puis l'on partagera les intervalles de ces divisions en parties égales avec un compas, et l'échelle du thermomètre se trouvera tracée : on l'attachera à l'instrument lorsqu'il sera construit.

Au lieu de tracer les divisions sur une échelle d'ivoire ou de cuivre, il vaudrait mieux les graver sur le verre; mais on ne peut bien le faire qu'avec une machine à diviser. Cette machine a d'ailleurs un autre avantage : c'est qu'elle permet de faire des divisions de l'égalité desquelles on est plus certain que de celles qui sont faites au compas.

S'étant ainsi procuré un tube soit cylindrique, soit divisé en petites portions d'égale capacité, et l'ayant desséché, on attache l'une de ses extrémités à l'ouverture d'une bouteille de caoutchouc (*gomme élastique*), et l'on expose l'autre à la flamme de la lampe jusqu'à ce que le verre se ramollisse; alors on arrondit en bouton la partie ramollie, à l'aide d'une petite tige de fer ou de cuivre; on continue de la chauffer jusqu'au rouge blanc, ayant soin de tourner doucement le tube entre les doigts; ensuite on retire celui-ci de la flamme; on le tient verticalement, de manière que la partie chauffée soit en haut; puis, pressant avec la main sur la bouteille de caoutchouc, l'extrémité du tube se trouve soufflée en boule. Si cette boule n'a pas la grosseur qu'on désire, on la ramollit à la lampe, en

Digitized by Google

ayant toujours le soin de tourner le tube sur lui-même, et on le souffle de nouveau (*a*).

46 *bis*. Cela étant fait, on chauffe cette boule pour chasser une partie de l'air qu'elle contient; on plonge ensuite l'extrémité du tube dans du mercure pur, sec et chaud (*b*); tout-à-coup le mercure s'élève, parvient peu à peu jusque dans la boule, et la remplit en partie à mesure qu'elle se refroidit. On répète cette opération deux ou trois fois, mais en portant chaque fois le mercure jusqu'à l'ébullition. Il se forme ainsi de la vapeur mercurielle qui chasse l'air de la boule et du tube, et qui, par sa condensation, opère un vide à l'aide duquel la boule et tout le tube se remplissent de mercure. Lorsque ce point est atteint, on fait sortir du tube, par une chaleur convenable, assez de mercure pour qu'il n'en reste plus, à la température ordinaire, qu'une certaine quantité, par exemple, environ le tiers de sa hauteur; on fait fondre l'extrémité du tube à la lampe, on l'effile, et on la ferme hermétiquement, en dirigeant dessus le dard de la flamme d'un chalumeau, au moment où, après avoir exposé de nouveau la boule à l'action du feu, le mercure s'est élevé jusqu'à la partie supérieure de l'instrument (*c*).

(*a*) On ne doit point souffler les boules de thermomètres avec la bouche, parce qu'on y porterait de l'humidité qu'il serait très-difficile de chasser. D'ailleurs, il serait très-difficile aussi, et même impossible, de souffler de cette manière une boule à l'extrémité d'un tube d'un très-petit diamètre.

(*b*) Il faut que le mercure que l'on emploie ait été distillé avec soin, puis agité avec de l'acide sulfurique. La distillation le sépare des matières qu'il pourrait tenir en dissolution, et l'acide sulfurique dissout la petite quantité d'oxide dont il est souvent enveloppé. D'ailleurs, on enlève l'acide par des lavages à grande eau, et l'on sèche le métal, d'abord avec du papier joseph, puis par la chaleur.

(*c*) On ne conserve pas le tube plein de mercure, parce que le thermomètre ne pourrait point indiquer les degrés supérieurs à l'eau bouillante;

Digitized by Google

La méthode que nous venons d'indiquer pour remplir de mercure les tubes thermométriques est bonne; c'est celle qu'on emploie dans la construction des thermomètres ordinaires. Cependant la suivante mérite la préférence; elle permet de chasser plus facilement du thermomètre toutes les petites bulles d'air. Soudez un petit entonnoir à l'extrémité du tube thermométrique, et pour cela, avant de souffler la boule, ayez soin d'élargir un peu à la lampe l'ouverture de cette extrémité : le tube deviendra semblable à celui qui est représenté pl. XIV, fig. 1re. Placez-le sur une grille de fil de fer légèrement courbe, inclinée sous un angle d'environ 45° et dont le bord inférieur sera relevé (fig. 2); versez le plus possible de mercure dans l'entonnoir; chauffez peu à peu l'appareil avec des charbons que vous mettrez dans un fourneau long au-dessus duquel sera la grille, et bientôt le mercure parviendra jusque dans la boule et la remplira. Vous pourrez de temps en temps redresser le tube et le secouer pour faciliter l'introduction du métal. Dans tous les cas, il faudra le chauffer assez, à la fin, pour porter le mercure à l'ébullition; il faudra même la soutenir pendant quelque temps, afin d'être certain que toutes les petites bulles d'air soient parfaitement expulsées. Cette opération se fait sans aucune difficulté et sans aucun inconvénient, en raison de l'entonnoir, qui pour lors ne contient plus que peu de mercure, et qui peut recevoir celui que la chaleur fait sortir et le laisser rentrer au besoin : du reste, on coupe le tube avec une

---

et l'on ne ferme le tube qu'au moment où le mercure s'est élevé par la chaleur jusqu'à l'extrémité de la tige, pour qu'il n'y reste point d'air. S'il en restait dans cette tige, le thermomètre pourrait se briser à une haute température; car alors cet air serait fortement comprimé; et d'ailleurs il pourrait, en se mêlant au mercure, rompre la colonne que forme ce métal.

Digitized by Google

bonne lime au-dessous de l'entonnoir, et l'on se conduit comme il est dit précédemment.

Il ne s'agit plus maintenant que de graduer le tube pour achever la construction du thermomètre : on le gradue diversement en raison du thermomètre que l'on veut obtenir. Nous ne parlerons spécialement que de la graduation du thermomètre centigrade, parce qu'une fois connue, il sera facile de se faire une idée des autres, et que, d'ailleurs, nous n'emploierons que cette sorte de thermomètre. On plonge d'abord la boule, et la partie du tube qui contient du mercure, dans la glace fondante ; on les y laisse pendant quelque temps, ou plutôt jusqu'à ce que le mercure se soit arrêté en un point que l'on marque avec de la cire à cacheter ; ensuite on les retire de la glace, et on les expose à la vapeur de l'eau distillée bouillante, sous une pression de 76 centimètres. A cet effet, on met quelques centimètres d'eau distillée dans un vase d'étain ou de ferblanc bien propre, dont les parois sont de 8 à 10 centimètres plus élevées que le thermomètre : ce vase porte un couvercle percé de deux trous, dont l'un est destiné à laisser passer la partie supérieure du tube, et l'autre sert à donner issue à la vapeur d'eau : le baromètre étant à 76 centimètres, on dispose le thermomètre dans ce vase, de manière que le point du tube où l'on présume que doit s'arrêter le mercure soit un peu au-dessus du couvercle ; on place le vase sur le feu, et l'on porte l'eau à l'ébullition. Le mercure, enveloppé de vapeurs aqueuses, s'élève graduellement dans le tube, et se fixe en un point que l'on marque avec de la cire, comme celui qui correspond à la glace fondante. Il est bien évident que ces deux points déterminés dans un lieu quelconque seront toujours les mêmes, puisque, d'une part, la glace fond partout à la même température, et que, de l'autre, la vapeur de l'eau distillée bouillante est partout au même degré de chaleur

Digitized by Google

sous la même pression (*a*). Ayant ainsi obtenu ces deux points fixes, on divise en 100 parties d'égale capacité l'intervalle qui les sépare, et l'on partage en parties égales à celles-ci la capacité du tube qui se trouve soit au-dessus, soit au-dessous de cet intervalle. Chaque partie prend le nom de *degré*; le point qui correspond à la glace fondante est le *zéro* ou le 0° du thermomètre, et par conséquent celui qui correspond au point de l'eau bouillante en est le centième degré. Les degrés qui sont au-dessous de 0° s'expriment par le signe —, et ceux qui sont au-dessus par le signe +.

Tous les degrés auront la même longueur si le diamètre du tube est cylindrique, et en auront une différente s'il ne l'est point. Dans tous les cas on peut les indiquer facilement sur une lame en cuivre ou en ivoire, comme nous l'avons

---

(*a*) L'air presse sur tous les corps; l'élévation du mercure dans le baromètre indique son degré de pression. On fait l'expérience que nous venons de rapporter à la pression de 76 centim., parce que, comme on le verra (49), l'eau exige d'autant plus de calorique pour entrer en ébullition qu'elle est soumise à une pression plus considérable. Il suit de là que les couches inférieures d'eau doivent bouillir moins facilement que les supérieures, puisqu'elles sont soumises non-seulement à la pression de l'atmosphère, mais encore à celle des couches au-dessous desquelles elles se trouvent. C'est pourquoi l'on ne doit pas déterminer le second point fixe en plongeant le thermomètre dans l'eau bouillante; ou du moins, si l'on employait ce moyen, il faudrait n'y plonger que la boule. C'est encore pourquoi l'on a recommandé de ne mettre que quelques centimètres d'eau dans le vase où la vapeur doit se former; car cette vapeur étant toujours à la même température que les couches d'eau dont elle provient, il s'ensuit que si ces couches étaient multipliées, la vapeur qui se formerait à la surface serait sensiblement moins chaude que celle qui se formerait au fond.

Il est encore une observation essentielle à faire : le vase qui contient l'eau doit être bien propre; s'il contenait quelques matières en poudre, telles que du sable, du verre pilé, de la limaille de fer, l'eau, en raison des pointes dont ces poudres seraient hérissées, entrerait en ébullition à un degré de chaleur sensiblement inférieur.

Digitized by Google

dit précédemment (46). Supposons que le diamètre du tube soit cylindrique, la ligne que l'on autra tracée sur la lame devra être partagée en parties égales, et 100 de ces parties auront la même étendue que l'intervalle compris entre les deux points fixes. Supposons le contraire, il ne s'agira que de prendre pour un degré un certain nombre des divisions du tube, lesquelles auront été marquées primitivement sur la lame même (46). Si ces divisions sont au nombre de 300 entre les deux points fixes, on en prendra 3 pour équivaloir à chaque degré du thermomètre.

La longueur des degrés sera d'autant plus grande que la boule aura plus de capacité, et que le tube en aura moins ou sera plus capillaire : il faudra donc que la capacité de la boule ne soit pas trop grande relativement à celle du tube, si l'on veut que le thermomètre indique un grand nombre de degrés ; et d'ailleurs, il faudra faire en sorte que le 0° soit à plus ou moins de distance de la boule, selon que l'on voudra avoir plus ou moins de degrés au-dessous ou au-dessus de 0°.

Tantôt les thermomètres sont à boule ou réservoir sensiblement sphérique, tantôt à réservoir cylindrique : ceux-ci sont un peu plus sensibles, parce qu'ils présentent plus de surface. Lorsque le réservoir doit être grand, on le souffle à part, et on le soude au tube thermométrique : on amincirait trop le verre en le soufflant à l'extrémité de celui-ci. (*Voyez* pl. XVI, fig. 3, deux thermomètres, dont l'un est à réservoir cylindrique, et l'autre à réservoir sphérique.)

Une fois qu'on se sera procuré un thermomètre tel que celui que nous venons de décrire, et qu'on appelle thermomètre *étalon*, il sera très-facile de se procurer autant de thermomètres à mercure qu'on voudra. Il suffira de prendre un tube capillaire, en donnant toutefois la préférence à celui qui approchera le plus d'avoir un diamètre

Digitized by Google

cylindrique ; de souffler une boule à son extrémité ; de le remplir exactement de mercure, comme on l'a dit (46 *bis*) ; de déterminer, comme précédemment, les points fixes de la glace fondante et de l'eau bouillante ; d'en déterminer ensuite plusieurs autres en plongeant ce thermomètre, comparativement avec le thermomètre *étalon*, dans un même vase rempli d'eau, que l'on portera successivement à différentes températures ; et d'achever la division, en regardant comme cylindrique l'intervalle qui se trouvera entre deux points consécutifs. Supposons que l'un de ces points corresponde au 10me degré et l'autre au 15me, on divisera l'intervalle en 5. On s'y prendra de la même manière pour obtenir les degrés soit au-dessous de 0°, soit au dessus de l'eau bouillante ; si ce n'est que, pour la détermination des premiers, on fera usage de liquides non congelables, tels que l'alcool, et refroidis par des mélanges frigorifiques ; et que, pour la détermination des seconds, on se servira de liquides qui ne bouillent que bien au-dessus de 100°, par exemple, de mercure.

On se procurera facilement aussi par ce procédé des thermomètres à esprit-de-vin. Ces sortes de thermomètres sont aussi exacts que ceux à mercure, puisque leur marche est évidemment la même ; mais ils sont peu sensibles. On s'en sert particulièrement pour mesurer les basses températures, et surtout celles qui approchent ou qui sont au-dessous du 40me degré, point auquel le mercure se congèle. D'ailleurs, ils ne sont point propres à indiquer une chaleur beaucoup plus grande que 78 à 79°, parce que c'est à ce degré que l'esprit-de-vin bout sous la pression ordinaire, et qu'alors il n'est contenu dans le tube que par la résistance que les parois de celui-ci opposent à la vapeur alcoolique.

Outre le thermomètre centigrade, qui est le seul dont nous nous servirons, et le même que celui de Celsius, il en est trois autres qui sont assez généralement employés,

Digitized by Google

savoir : celui de Réaumur ou plutôt de Deluc, en France, en Italie, en Espagne; celui de Fahreinheit en Angleterre, et celui de Delisle en Russie. Ces thermomètres ne diffèrent du thermomètre centigrade que par les points fixes dont on est parti pour leur construction, et par la valeur de chaque degré de leur échelle.

Le thermomètre de Réaumur a les mêmes points fixes que le thermomètre centigrade, c'est-à-dire, la glace fondante et l'eau bouillante. On partage en 80° l'intervalle compris entre ces deux points. Le 0° correspond à la glace fondante.

Le thermomètre de Fahreinheit a pour points fixes l'eau bouillante et le froid produit par un mélange de sel marin et de neige. L'intervalle compris entre ces deux points est divisé en 212. Le 0° correspond au point donné par le froid, et son 32e degré au 0° du thermomètre centigrade ou de Réaumur.

Le thermomètre de Delisle n'a qu'un point fixe, savoir, celui de la chaleur de l'eau bouillante : ce point est le 0° de l'instrument. Chaque degré au-dessous de ce terme est un 0,0001 de la capacité de la boule, et de la partie du tube qui se termine au 0°. Le 150me degré de l'échelle descendante de ce thermomètre correspond au 0° du thermomètre centigrade : ce thermomètre est toujours à mercure.

On voit, d'après cela, que 5° du thermomètre centigrade équivalent à 4° du thermomètre de Réaumur, à 9° du thermomètre de Fahreinheit, et à 7°, 5 du thermomètre de Delisle.

L'on trouve encore, dans les Annales de Chimie et de Physique (t. III, p. 90), la description, par M. Gay-Lussac, d'un thermomètre propre à indiquer des *minima* ou des *maxima* de température, et à faire connaître celle des lacs et des mers à de grandes profondeurs.

Digitized by Google

Il paraît, d'après les observations récentes de M. Bellani de Monza, que le point 0° de tous les thermomètres à mercure, quand il est tracé sur le tube de ces instrumens immédiatement après leur construction, s'élève d'une manière sensible dans l'espace d'un certain temps. Cette élévation est quelquefois de 1° et plus. L'auteur l'attribue à une diminution lente et successive du réservoir, dont il ne rend pas compte. M. Flaugergues, en considérant, d'une part, qu'il existe un vide au-dessus du mercure dans le tube thermométrique, et de l'autre, que le verre de la boule est mince et élastique, croit que cette différence tient à ce que celui-ci cède, jusqu'à un certain point, à la pression atmosphérique.

Aussi a-t-on trouvé que les thermomètres à esprit-de-vin, dont l'espace vide en apparence est rempli de vapeur d'une assez grande densité, ne sont point sujets à ce dérangement.

M. Flaugergues propose, en conséquence, de laisser ouvert le tube des thermomètres à mercure, et d'en fermer seulement l'extrémité avec une boule de coton. Mais cette boule garantirait-elle suffisamment le mercure de l'humidité, de la poussière et de toute oxidation? nous ne le pensons pas.

Quoi qu'il en soit, il est évident qu'on doit vérifier de temps en temps la graduation des thermomètres à mercure scellés, soit en les plongeant dans de la glace fondante, soit en les immergeant dans de l'eau bouillante. (*Ann. de Chim. et Phys.*, t. XXI, p. 330.)

47. *Thermomètres à air.* La dilatation des gaz étant égale et uniforme, il est évident qu'un thermomètre gazeux, par exemple, qu'un thermomètre à air, serait de tous les thermomètres le meilleur, si la pression extérieure au fluide, et qui s'appuie sur lui, pouvait toujours être la même; car l'influence qu'aurait la dilatation de l'enve-

Digitized by Google

loppe thermométrique serait si petite que l'on pourrait la négliger. Malheureusement cette constance de pression est une condition que l'on n'est point encore parvenu à remplir. M. Leslie, à la vérité, a vaincu cette difficulté dans son thermomètre différentiel; mais aussi ce thermomètre, qui est fort ingénieux, indique seulement des différences de température. C'est ce que l'on va voir par la description que nous allons en donner.

Pour le construire, on prend deux tubes d'un diamètre un peu plus grand que celui des thermomètres ordinaires: leur longueur peut être inégale. On souffle à l'extrémité de chacun d'eux une boule de 10 à 12 millimètres de diamètre; on introduit dans l'une d'elles une petite quantité d'acide sulfurique teint en rouge avec du carmin, et l'on soude ensemble les deux tubes, en les présentant à la flamme de la lampe; on recourbe ensuite ces deux tubes, qui n'en forment plus qu'un, de manière à leur donner la forme de la lettre U; on les assujettit sur un support, et on fixe, le long de la branche dont la boule est vide, une échelle dont on fera connaître la graduation plus bas. (*Voy.* pl. XVI, fig. 5.) *E* représente le niveau du liquide dans la boule *A*, et *E'* le représente dans le tube *BC*. Les dimensions de ce thermomètre peuvent varier. Les boules ont de 10 à 12 millimètres de diamètre, et sont distantes d'environ 6 à 8 centimètres l'une de l'autre. Les deux branches *AD* et *BC* peuvent avoir de 8 à 16 centimètres de hauteur; le tube *BC*, qui porte l'échelle, doit avoir un calibre exact d'environ un demi-millimètre. Dans tous les cas, la boule *A* prend le nom de *boule focale*, parce que, dans les expériences, elle occupe toujours l'espace le plus chaud.

Si l'on expose les deux boules à la même température, le liquide étant également pressé de part et d'autre, restera stationnaire; mais si l'on chauffe la boule *A*, le liquide

Digitized by Google

montera dans le tube *BC*, à une hauteur proportionnelle à l'excès de l'élasticité de l'air de cette boule sur celle de la boule *B*. Ce thermomètre indique donc la différence de température des deux espaces occupés, l'un par la boule *A*, et l'autre par la boule *B*; et voilà pourquoi M. Leslie l'a appelé *thermomètre différentiel*. La graduation en est fort simple : on expose les deux boules du thermomètre à la même température, et l'on note le point auquel répond la colonne liquide dans le tube *BC* : ce point est le zéro du thermomètre. Ensuite on expose en même temps la boule *A* à un certain nombre de degrés au-dessus de 0°, par exemple, à 10°, et la boule *B* à 0°, ce qu'il est facile de faire en plaçant l'instrument dans une chambre à 10°, mettant un écran entre les deux boules, et entourant la boule *B* de glace ou de neige. Par ce moyen le liquide s'élève dans le tube *BC*, et s'arrête en un point qu'on note comme le premier; puis l'on divise en 100 parties l'espace compris entre ce point et le 0°. On se procure les degrés au-dessous de 0° en faisant une opération inverse, c'est-à-dire, en exposant la boule *B* à une certaine température au-dessus de 0°, et en entourant la boule *A* de glace.

La marche de ce thermomètre est facile à concevoir. Lorsque le liquide est à 0°, l'air des deux boules est à la même température. Son ascension au-dessus de 0° indique que l'air de la boule *A* est plus chaud que celui de la boule *B*. Son abaissement au-dessous de 0° indique le contraire. 10° de ce thermomètre égalent un degré du thermomètre centigrade.

C'est pour estimer le calorique réfléchi par les miroirs et concentré en un point que M. Leslie a inventé le thermomètre différentiel; mais il fait observer qu'en couvrant la boule *B* d'une feuille d'or, on peut le rendre propre à mesurer toute espèce de rayonnement de calorique, par

Digitized by Google

exemple, les quantités de calorique qui sont continuellement lancées du feu dans une chambre, parce qu'alors cette boule absorbera environ huit fois moins de calorique rayonnant que si elle était à nu.

M. Leslie est même parvenu à le rendre assez sensible pour être influencé par le passage des nuages. A cet effet, il renferme chaque boule dans une cavité en cuivre : celle où se trouve la boule focale est parabolique, polie intérieurement, et tellement construite, que l'on peut en enlever à volonté la partie supérieure, qui ne sert que de couvercle. La boule doit occuper le foyer de la capacité et être beaucoup plus petite que celle-ci. Place-t-on cet instrument dehors, par un temps serein et à l'ombre, et le découvre-t-on après qu'il a pris la température de l'air, à l'instant la liqueur monte : mais un nuage vient-il à passer au-dessus de l'observateur, tout-à-coup elle baisse : c'est que dans ce cas-ci le nuage réfléchit une portion de calorique sur la boule focale, par le moyen de la cavité, tandis que dans le premier, rien de semblable n'a lieu ; le nuage fait en quelque sorte l'office de couvercle, et agit d'autant plus qu'il est moins éloigné.

Causes de l'état et du changement d'état des corps.

47 *bis*. Les corps sont tantôt à l'état solide, tantôt à l'état liquide, et tantôt à l'état gazeux ou de fluide aériforme. Cette manière d'être des corps dépend, ainsi qu'il est facile de le voir d'après ce qui précède, du rapport qui existe en eux entre la force de cohésion, qui tend à unir leurs molécules intégrantes, et la force répulsive du calorique, qui tend à les éloigner. Lorsque la première l'emporte sur la seconde, les corps sont solides ; lorsqu'au contraire la seconde l'emporte sur la première, les corps sont liquides ou gazeux ; liquides si la cohésion est faible,

Digitized by Google

gazeux si elle est nulle. Il suit de là que si l'on pouvait rendre ces deux forces successivement prépondérantes, augmenter l'une et diminuer l'autre; ou bien, ce qui est la même chose, faire varier à volonté la distance qui sépare les molécules, on ferait passer tous les corps de l'état solide à l'état liquide, et de l'état liquide à l'état gazeux; et réciproquement on les ferait passer tous de l'état gazeux à l'état liquide, et de l'état liquide à l'état solide; on les rendrait même beaucoup plus denses que ceux dont la densité est la plus grande. Mais notre puissance à cet égard est bornée, parce que nous ne pouvons produire qu'un certain degré de chaleur et de froid, etc. C'est pourquoi il est des solides que nous n'avons encore pu fondre, des liquides que nous n'avons pu solidifier, et des gaz que nous n'avons pu liquéfier. Jusque dans ces derniers temps même, on avait vainement essayé de faire passer ceux-ci à l'état liquide; on vient enfin d'en liquéfier plusieurs en les soumettant à une grande pression et les refroidissant simultanément : tels sont le chlore, l'oxide de chlore, le protoxide d'azote, l'acide sulfureux, l'acide carbonique, l'hydrogène sulfuré, le cyanogène, d'après M. Faraday, et le gaz acide hydro-chlorique, d'après sir H. Davy. (*Ann. de Chimie et de Physique*, t. XXII, p. 323.)

Il existe, à la température et à la pression ordinaires, bien plus de solides que de liquides et que de gaz : ceux-ci, à cette température et à cette pression, ne sont guère qu'au nombre de 25.

C'est toujours entre les molécules intégrantes, et non point entre les molécules constituantes, que s'opèrent la fusion, et surtout la gazéification; car, aussitôt que les molécules constituantes d'un corps peuvent être portées par le calorique à la distance qui constitue l'état liquide, et à plus forte raison qui constitue l'état gazeux, ce corps

Digitized by Google

est sans doute décomposé : chaque molécule intégrante d'un corps doit donc être considérée comme un petit solide.

48. *Fusion ou liquéfaction des corps par le calorique.* — Les solides fondent à des températures diverses. La glace fond à 0° ; le plomb à 263°, et le zinc à 370°. Ceux qui sont bons conducteurs entrent presque aussitôt en fusion au centre qu'à la surface : *exemple*, le plomb ; mais ceux qui, comme le beurre, le soufre, etc., sont mauvais conducteurs, nous offrent à cet égard une très-grande différence.

Quelquefois les corps se ramollissent avant de fondre ; souvent, au contraire, ils passent sur-le-champ de l'état solide à celui d'une parfaite liquidité : les corps gras sont dans le premier cas ; les métaux sont dans le second.

La plupart des corps, en fondant, augmentent de volume ; quelques-uns seulement en prennent un qui est moindre : telle est particulièremet la glace (39).

Mais de tous les phénomènes que nous présente la fusion des corps, le plus important est le suivant. Tous les corps, pendant leur fusion, absorbent une quantité de calorique qui est absolument insensible au thermomètre, et que, pour cela, on appelle *calorique latent*. Supposons un corps à une température telle qu'il ne puisse recevoir de calorique sans que quelqu'une de ses parties entre en fusion ; supposons ensuite qu'on expose ce corps à l'action du feu ; il se combinera avec beaucoup de calorique, et se fondra à mesure, sans que sa température s'élève sensiblement. En voici un exemple frappant. Que l'on prenne un kilog. de glace en poudre à 0°, ou plutôt de neige, à cause de son extrême division ; qu'on le mette dans un vase de verre à 0° lui-même, et qu'on y verse un kilog. d'eau à 75° ; il en résultera deux kilog. d'eau à 0° : la glace, en fondant, est donc capable de rendre latente toute la

Digitized by Google

quantité de calorique nécessaire pour élever un poids d'eau égal au sien de 0° à 75°. De là la cause pour laquelle la glace est si long-temps à fondre lorsque le dégel arrive.

49. *Ebullition, ou passage rapide des liquides à l'état de gaz.* — Tous les corps qui sont liquides à la température ordinaire, et plusieurs même de ceux qui ne le deviennent qu'à 100°, 200°, tels que le soufre, etc., peuvent bouillir et devenir gazeux à un certain degré de chaleur. En effet, lorsqu'on expose l'un de ces liquides, de l'eau, par exemple, au-dessus du feu, dans un vase de verre ou tout autre vase, il s'échauffe et bientôt se dilate jusqu'à un certain point. Alors les parties du liquide qui sont les plus rapprochées du foyer prennent tout-à-coup une très-grande expansion, se réduisent en vapeur, deviennent bien plus légères que celles qui n'ont point encore changé d'état, les traversent rapidement, les soulèvent et produisent un mouvement qu'on appelle *ébullition*. Cette ébullition a toujours lieu au moment où la vapeur qui se forme a une tension égale à celle de l'air atmosphérique, et ou par conséquent elle peut le déplacer. L'ébullition nous présente plusieurs phénomènes qu'il faut examiner avec soin.

1°. Aussitôt qu'un liquide commence à bouillir, sa température ne s'élève plus, quelle que soit d'ailleurs l'ébullition qu'il éprouve; qu'elle soit lente ou vive, tout le calorique qu'il reçoit est employé à réduire en vapeur un plus ou moins grand nombre de ses parties; ce calorique devient latent ou insensible au thermomètre, de sorte que la vapeur qui se forme est à la même température que le liquide bouillant. On peut s'en convaincre en remplissant d'eau la moitié de la capacité d'un matras, introduisant dans ce matras deux thermomètres; les plaçant l'un au-dessus de l'eau, l'autre dedans; puis portant

Digitized by Google

l'eau à l'ébullition : bientôt toute la capacité du matras qui était remplie par l'air le sera par l'eau réduite en gaz ou vapeur, et l'on verra que les deux thermomètres seront au même degré et à environ 100°.

2°. Les différens liquides, en bouillant, ou en passant à l'état de gaz ou de vapeurs, rendent *latentes* différentes quantités de calorique; ces quantités sont toujours très-grandes : l'eau, par exemple, sous la pression de 76 centimètres, en rend *latent* $5^{fois},30$ à $5^{fois},50$ autant qu'elle en exige pour passer de 0° à 100°. Si donc l'on fait passer 1 kilogramme de vapeur d'eau à 100° dans $5^{kilogr.},30$ à $5^{kilogr.},50$ d'eau à 0°, il en résultera $6^{kilogr.},30$ à $6^{kilogr.},50$ d'eau à 100°, en supposant qu'il n'y ait point de perte.

Il était important de rechercher quel effet pouvait produire une pression plus ou moins grande sur la chaleur latente des vapeurs : c'est ce qu'ont fait MM. Southern, Clément et Desormes, Despretz.

Dans un mémoire intitulé *Théorie des machines à feu*, que MM. Desormes et Clément ont lu à l'Académie des sciences, les 16 et 23 août 1819, et dont l'un d'eux a bien voulu nous donner l'extrait qu'on va lire, ils ont fait connaître que la chaleur abandonnée par la liquéfaction de la vapeur d'eau est une quantité constante pour un poids donné de vapeur, quelles que soient sa température et sa tension, et que cette quantité est égale à celle qui éleverait une même quantité d'eau liquide, de 650 degrés.

Ce résultat curieux est de la plus grande importance dans les arts, et particulièrement pour les machines à vapeur.

« Les expériences de MM. Desormes et Clément ont » été faites de la manière suivante : ils avaient une grande » chaudière à vapeur, dans laquelle celle-ci pouvait » acquérir une force expansive de plusieurs atmosphères. » Un tuyau de cuivre, d'un petit diamètre, pouvait con-

Digitized by Google

» duire la vapeur, lorsqu'on en permettait l'issue en » ouvrant un robinet, dans un baquet qui contenait une » masse d'eau froide de 290 kilogrammes. Un manomètre » placé sur le tuyau conducteur de vapeur indiquait sa » tension, et un thermomètre sa température.

» Dans une première expérience, la vapeur avait » une tension de 4 atmosphères et une température de » 152° $\frac{1}{2}$. On a laissé introduire 14 $\frac{1}{2}$ kilogrammes de » vapeur dans l'eau froide; le temps de l'introduction n'a » été que de deux minutes. La température de l'eau était » auparavant de 20 degrés et après de 49 degrés $\frac{1}{4}$.

» Ainsi, la quantité de chaleur avant l'expérience est » représentée par..... $290^{kil.}$ à $+ 20^{deg.} = 5800^{unités.}$

» Après l'introduction de » la vapeur elle est devenue. $304^{kil.},50$ à $+49^{\circ}\frac{1}{4} = 14972^{unités.}$

» Ainsi, les $14^{kil.}\frac{1}{2}$ ont » apporté..... $9172^{unités.}$

» Et par conséquent un kil....., $632^{unités.}$

» On a cru devoir ajouter quelque chose à ce résultat » immédiat de l'expérience pour les pertes de chaleur qui » ont eu lieu pendant sa durée; mais elle a été si courte que » MM. Desormes et Clément croient indiquer un maxi- » mum en portant la quantité de chaleur constituante » d'un kilogramme de vapeur à 650 unités, leur unité de » chaleur étant égale à celle qui peut élever un kilo- » gramme d'eau d'un degré de notre thermomètre cen- » tigrade.

» La même expérience, répétée sur la même quantité » de vapeur, avec le même appareil, le même jour et » avec une égale quantité d'eau froide, enfin dans des » circonstances toutes semblables, à cela près que la va- » peur avait d'autres tensions et d'autres températures; » la même expérience, disons-nous, a eu précisément » le même résultat. Il était beaucoup plus facile d'aper-

Digitized by Google

» cevoir la similitude que des différences, s'il s'en était » présenté; et ce résultat est peut-être encore mieux mis » hors de doute par cette circonstance que par la gran- » deur de l'appareil et les soins apportés à l'exécution » de cette curieuse expérience.

» Long-temps avant ces expériences, MM. Desormes et » Clément avaient reconnu que la vapeur d'eau, dans » l'air, à des températures très-basses, contenait sensi- » blement la même quantité de chaleur constituante qu'à » la température de l'ébullition.

» De là, ils ont conclu que cette quantité de chaleur » est constante pour toutes les températures, même pour » celle au-dessous de la glace fondante; et comme la » constitution de toutes les vapeurs offre la plus grande » analogie, ils ont établi cette proposition en général, » sous cette forme :

» *Une masse donnée de vapeur constituée jusqu'à la » saturation de l'espace contient la même quantité de » chaleur, quelles que soient la température et la force » élastique.*

» Il faut bien entendre que cette loi n'a lieu que pour » les différens états d'une même vapeur, et non pour les » différentes vapeurs dont la constitution exige des quan- » tités de chaleur propres à chacune.

» MM. Desormes et Clément ont tiré des conséquences » très-remarquables du principe auquel ils sont parvenus. » Selon eux, une vapeur est une combinaison de chaleur » et de matière à proportions fixes dont la tension et la » température sont en raison inverse de l'espace qu'elle » occupe.

» Quel que soit le volume qu'elle acquiert par son » expansion mécanique, quel que soit l'abaissement de » température qui s'ensuive, elle conserve l'état élastique » sans recevoir aucune addition de chaleur. De même, si

Digitized by Google

» elle était comprimée dans un vase imperméable à la
» chaleur, et que par conséquent elle ne pût rien perdre
» de celle qu'elle contient, elle ne retournerait pas à
» l'état liquide par la plus grande pression, parce que,
» conservant sa dose constitutive de chaleur, sa tempé-
» rature s'éleverait par suite de la réduction de volume,
» d'autant qu'il serait nécessaire pour rendre l'état élas-
» tique permanent.

» Une conséquence utile du nouveau principe, c'est
» qu'il est absolument indifférent, sous le rapport de la
» quantité de chaleur, de distiller dans le vide, sous la
» pression atmosphérique, ou d'évaporer à une tempé-
» rature inférieure avec le secours de l'air. Dans tous les
» cas, la quantité de chaleur dépensée est la même.

» C'est une autre conséquence aussi fort importante
» que celle-ci : *la chaleur spécifique de la vapeur*
» *augmente avec son volume.* MM. Desormes et Clément
» la déduisent encore du principe qu'ils ont posé; ils
» soutiennent également que, dans le passage à l'état élas-
» tique, l'eau éprouve une grande augmentation de cha-
» leur spécifique, et que ce changement suffit pour
» rendre parfaitement raison de la chaleur absorbée dans
» ce phénomène, sans avoir recours au calorique latent,
» qu'ils regardent comme une hypothèse inutile (*a*).

» La plus importante application de la connaissance
» de la chaleur constituante de la vapeur d'eau est celle
» que MM. Desormes et Clément ont faite à la théorie
» des machines à vapeur. Ils ont calculé le maximum
» d'effet de la vapeur dans les circonstances ordinaires de

(*a*) Nous avons dit précédemment, page 79, ce que les physiciens et les chimistes entendent par l'expression de *calorique latent*. Nous avons cherché à la bien définir, afin qu'on eût une idée exacte de sa valeur et qu'on pût comparer l'opinion généralement admise jusqu'ici, sur le calorique latent, à celle de MM. Desormes et Clément.

Digitized by Google

» sa production ; puis ils ont expliqué comment chaque
» système de machines réalise une portion différente de
» ce maximum. Un résultat fort étonnant, assurément,
» de leurs calculs, c'est que les meilleures machines à
» vapeur ne réalisent encore qu'un douzième du maxi-
» mum qu'indique la théorie, en sorte qu'il reste beau-
» coup à faire pour le perfectionnement de ces machines,
» dont les effets ont cependant déjà tant excité notre ad-
» miration. Mais ce sujet appartient tout entier à la mé-
» canique et à la physique, et nous n'en dirons pas da-
» vantage. »

Les expériences de M. Southern ont précédé de beaucoup celles des physiciens français ; mais elles n'ont été publiées qu'en 1818, comme un appendice à un ouvrage du docteur Robinson sur les machines à vapeur, lequel n'était pas connu en France.

MM. Desormes et Clément ont cru que le physicien anglais avait obtenu des résultats absolument semblables à ceux qui leur sont propres, et cependant, il paraît que ces résultats ne sont pas tout-à-fait d'accord. En effet, suivant MM. Desormes et Clément, un kilogramme de vapeur, à toutes sortes de pressions, élève toujours d'un même nombre de degrés la même masse d'eau froide ; au lieu que, d'après M. Southern, le kilogramme de vapeur éleverait plus la température de la même masse d'eau froide, sous une pression plus forte que sous une pression moindre : cette élévation proviendrait uniquement de la quantité de chaleur nécessaire pour augmenter la pression de la vapeur, en sorte que la chaleur latente de la vapeur, quelle que fût la pression, serait toujours la même. Supposons, par exemple, qu'un kilogramme de vapeur, à la température de 100° et sous la pression de 76 centimètres, donne, en passant à travers 11 kilogrammes d'eau à zéro, 12 kilogrammes d'eau à 50° : si on répète

Digitized by Google

l'expérience avec 1 kilogramme de vapeur sous une pression double, comme la chaleur de la vapeur sera de 121°,66, il en résultera 12 kilogrammes d'eau à $50° + \frac{121°,66}{12}$ ou à 51°,805; si la pression était quintuple, les 12 kilogrammes seraient à $50° + \frac{65}{12}$, parce qu'alors la température de la vapeur serait de 165° : voilà ce qu'annonce M. Southern. Dans tous les cas, au contraire, MM. Desormes et Clément admettent que la chaleur des 12 kilogrammes d'eau ne sera que de 50°.

Quant à M. Despretz, il est arrivé à des résultats semblables à ceux de MM. Desormes et Clément, non-seulement sur la vapeur d'eau, mais encore sur les vapeurs d'alcool, d'éther et d'essence de térébenthine.

3°. La pression de l'air ou toute autre pression influe singulièrement sur le degré auquel les liquides entrent en ébullition : moins elle est grande, plus la température à laquelle leur ébullition a lieu est basse (*a*). Si l'on met de l'eau à 40° dans un vase de verre ou autre, sous le récipient de la machine pneumatique, et qu'on fasse le vide, bientôt l'eau entrera dans une vive ébullition. Si le vide d'air étant parfait, on absorbe la vapeur d'eau à mesure qu'elle se forme, l'ébullition aura même lieu à zéro (62). Lorsqu'au lieu de diminuer la pression de l'air on l'augmente, l'eau ne bout qu'au-dessus de 100°. Toute autre pression équivalente produira le même effet. On peut le prouver d'une manière bien remarquable avec la machine de Papin, espèce de cylindre de laiton ou de fer dont le couvercle est assujetti par une forte vis. Que l'on remplisse cette machine d'eau, que l'on assujettise parfaite-

(*a*) Il ne faut pas oublier que l'air est pesant. Une colonne d'air est capable de soutenir une colonne de mercure de même base environ à 76 centimètres de hauteur; il presse donc sur tous les corps comme une colonne de mercure de 76 centimètres qui aurait pour base leur surface.

Digitized by Google

ment son couvercle, et l'on pourra la faire rougir sans que l'eau bouille, parce que la force comprimante sera très-grande; mais que l'on supprime la pression, et tout-à-coup l'eau se réduira en vapeur avec un grand bruit. (*V.* la description des planches, art. *Machine de Papin.*)

Suivant M. Cagniard-de-Latour, les liquides soumis à l'action de la chaleur et de la compression n'exigeraient qu'un très-petit espace pour se réduire en vapeur; il a trouvé, par exemple, que l'alcool à 36°, l'essence de pétrole rectifiée à 42°, l'éther sulfurique, le sulfure de carbone, se vaporisaient complètement sous un volume un peu plus que double de celui de chacun d'eux : c'est dans de petits tubes de verre très-épais qu'il a opéré; il remplit aux $\frac{2}{5}$ le tube fermé par un bout, le bouche de l'autre à la flamme du chalumeau, et le chauffe graduellement. A une certaine époque, le liquide disparaît, le tube semble tout-à-fait vide; mais en le laissant refroidir un moment, il s'y forme un nuage très-épais, et la liqueur se reproduit.

Il paraîtrait, d'après de nouveaux essais faits par le même auteur dans des appareils convenables, que 7 volumes d'éther se convertiraient en 20 volumes de vapeur à 150° Réaumur, sous une pression égale à 37 fois celle de l'atmosphère, et que 8 volumes de sulfure de carbone ne se transformeraient en 20 volumes de vapeur qu'à 220° de Réaumur, sous une pression de 78 atmosphères.

Nous devons remarquer que les tubes se brisent souvent, font explosion, et que par conséquent les expériences doivent être faites avec précaution. (*Annales de Chimie et de Physique*, tom. XXI, pag. 127 et 178; tom. XXII, p. 410, et tom. XXIII, p. 267).

4°. Les corps étrangers que les liquides peuvent tenir en dissolution influent aussi sur le degré auquel ceux-ci bouillent; ils retardent constamment l'ébullition des li-

Digitized by Google

quides plus volatils qu'eux. C'est ainsi que l'eau salée ou sucrée bout moins promptement que l'eau pure, qui, sous la pression de 76 centimètres, entre en ébullition à 100°.

5°. Les liquides, en bouillant, donnent lieu à un volume considérable de vapeur. Remplissez de mercure une éprouvette de verre à parois minces; faites-y passer un gramme d'éther, et versez peu à peu de l'eau chaude dessus: l'éther se transformera, sans se décomposer, en un gaz qui occupera toute la capacité de l'éprouvette; une immersion d'eau froide fera reparaître le liquide et la colonne de mercure, tandis qu'une immersion d'eau chaude les fera disparaître de nouveau.

M. Gay-Lussac nous a fait connaître une méthode très-simple, au moyen de laquelle on parvient à déterminer les volumes de gaz que peuvent produire les liquides. Après avoir soufflé une petite boule à l'une des extrémités d'un petit tube de verre, il effile ce tube par l'autre extrémité, le pèse, le remplit de liquide, comme les tubes thermométriques (46 *bis*), en bouche l'extrémité effilée, en dirigeant dessus le dard de la flamme d'un chalumeau, le pèse de nouveau; et, retranchant le poids du tube vide du poids du tube plein, il obtient celui du liquide, et par conséquent son volume, parce qu'il connaît d'ailleurs sa densité: cela fait, il introduit ce tube sous une cloche longue et étroite, d'environ un litre et demi de capacité, graduée, pleine de mercure, et dont les parois plongent dans un bain de mercure même contenu dans une chaudière de fonte; il se procure ensuite un cylindre de verre creux, ouvert par les deux extrémités, et d'un diamètre au moins une fois et demie aussi grand que celui de la cloche, et le dispose de manière qu'enveloppant la cloche, ses bords inférieurs s'enfoncent d'environ six à sept centimètres dans le mercure; enfin il remplit d'eau l'espace vide

Digitized by Google

compris entre les parois intérieures du cylindre et les parois extérieures de la cloche, et porte peu à peu cette eau jusqu'à la chaleur de l'ébullition, en plaçant la bassine sur un fourneau : bientôt le tube est brisé par la force expansive du liquide; celui-ci se réduit tout entier en vapeur, déprime le mercure, et occupe un volume qu'il est facile de mesurer en raison de la graduation de la cloche.

M. Gay-Lussac a trouvé par cette méthode que, sous la pression de 76 centimètres et à la température de 100°, l'eau en vapeur occupe un volume 1700 fois plus considérable qu'à l'état liquide à + 4°. (*Annales de Chimie*, tome LXXX, pag. 218.)

50. Nous avons dit que tous les corps, en se fondant ou se gazéifiant, rendaient latente une certaine quantité de calorique; mais ce n'est pas seulement dans cette circonstance qu'ils possèdent cette propriété : elle leur est propre dans toutes les circonstances où leurs molécules s'éloignent. En effet, lorsqu'on raréfie les gaz sous le récipient de la machine pneumatique, ils se refroidissent considérablement (41) : donc, pour les maintenir à la même température, il faudrait leur fournir une certaine quantité de calorique, laquelle deviendrait toute entière latente. Or, tous les corps qu'on expose à l'action du feu augmentent de volume ou se raréfient, à moins qu'on ne les comprime suffisamment; par conséquent, une portion du calorique qu'ils reçoivent alors doit être sans action sur le thermomètre : d'où l'on peut dire que les corps contiennent deux portions de calorique, l'une qui sert à les dilater et qui est insensible au thermomètre, et l'autre qui sert à les échauffer. Selon quelques physiciens, la première appartiendrait en quelque sorte à l'espace : ce serait la seule qu'on dégagerait des corps par la compression.

51. *De la formation et de la tension des vapeurs.* — Il n'est pas nécessaire qu'un liquide bouille pour être ca-

Digitized by Google

pable de se vaporiser. Tous, en effet, à toute sorte de température, ont une tendance à se reduire en gaz, et c'est à ces gaz que l'on donne le nom de *vapeurs*, pour les distinguer des gaz permaneus. En vertu de cette tendance, un liquide quelconque placé dans un espace vide forme tout-à-coup une certaine quantité de vapeur. Cette quantité dépend de l'espace, de la température et de la nature du liquide. 1°. Elle est proportionnelle à l'espace, de sorte qu'un espace double donne lieu à la formation d'une quantité double de vapeur; par conséquent, en comprimant de la vapeur, de manière à la réduire au quart de son volume, on doit en liquéfier les trois quarts. 2°. Elle croît avec la température, mais dans un rapport plus grand que celle-ci; d'où il suit qu'il se vaporisera plus de liquide de 0° à 20°, que de 0° à 10°, et moins de 0° à 10° que de 10° à 20°. 3°. Elle varie en raison des divers liquides; car on observe que les liquides qui entrent le plus facilement en ébullition, ou dont les points de l'ébullition sont le moins élevés, sont, non pas toujours, mais en général ceux qui, à une température quelconque, donnent naissance à la vapeur la plus dense. C'est ainsi que la vapeur de l'éther est bien plus dense que la vapeur d'eau, et la vapeur d'eau bien plus dense que la vapeur mercurielle : celle-ci, à la température ordinaire, est si rare, qu'il est, pour ainsi dire, impossible d'en démontrer la présence. Dans tous les cas, la vapeur ne se forme qu'à l'aide d'une certaine quantité de calorique appartenant au liquide, de sorte que celui-ci se refroidit; elle en absorbe une quantité proportionnelle à sa densité et à sa chaleur latente. On a même mis cette propriété à profit pour se procurer des froids artificiels (62).

Nous avons supposé, dans ce que nous venons de dire, que l'espace était vide; mais les phénomènes seront encore les mêmes dans le cas où il sera pleiu d'air ou d'un gaz

Digitized by Google

quelconque, pourvu que ce gaz n'ait point d'action sur le liquide. C'est ce qu'a fait voir M. Dalton (tom. xx, p. 325, *Bibliot. brit.*), et ce qu'avaient déjà annoncé Saussure d'abord et Deluc ensuite; il n'y aura d'autre différence qu'en ce qu'alors la vaporisation sera moins prompte; car, soit qu'on mette le liquide dans un espace vide ou plein, la vapeur qui se forme a la même tension ou la même force élastique, c'est-à-dire, exerce la même pression sur les parois des vases qui la recèlent. Or, ce résultat ne peut avoir lieu qu'autant que la quantité du liquide vaporisé de part et d'autre est égale. La question se réduit donc à mesurer la tension de la vapeur et à faire voir qu'elle est réellement la même dans les deux cas.

Pour cela prenez un ballon à deux tubulures; à l'une d'elles adaptez deux robinets qui laissent entre eux un petit espace, et à travers l'autre faites passer un baromètre (*Voy.* pl. XIV, fig. 3.). Faites le vide dans le ballon, au moyen d'un tuyau de cuir *EE'*, adapté d'une part au robinet *A*, et de l'autre à la machine pneumatique, ainsi que nous le dirons plus particulièrement en parlant de la recomposition de l'eau (287). Alors ouvrez le robinet *A*; remplissez d'eau ou de tout autre liquide l'espace compris entre les deux robinets; fermez le robinet *A* et ouvrez le robinet *B*; le liquide tombera dans le ballon; une portion de ce liquide se réduira tout-à-coup en vapeurs, et élevera jusqu'à une certaine hauteur, qu'on note avec soin, le mercure qui, par l'effet du vide, s'était mis, dans la branche *CC'*, presqu'au même niveau que dans la branche *DD'*.

Cela étant fait, séchez exactement le ballon; faites-y le vide de nouveau; remplissez-le d'air sec par un procédé semblable à celui qui sera indiqué (113); notez la hauteur à laquelle le mercure s'élevera; puis portez de l'eau dans le ballon, en vous y prenant comme précédemment; et vous verrez qu'au bout de 7 à 8 minutes environ, le mer-

Digitized by Google

cure s'élevera autant par le seul effet de la pression de l'eau que quand le ballon était vide.

Supposons que l'opération se fasse à 11°, l'on trouvera que l'eau, dans le vide, sera capable d'élever le mercure de 10 millimètres. Par conséquent, si l'air sec élève le mercure à $0^m,744$, cet air saturé d'humidité à la température de 11°, l'élevera à $0^m,754$.

On peut prendre la tension des liquides dans le vide par un procédé bien plus simple que le précédent. A cet effet, on remplit de mercure, à quelques millimètres près, un tube de 8 à 9 décimètres de long, et d'environ 14 millimètres de diamètre, fermé par l'une de ses extrémités, et ouvert par l'autre. On achève de le remplir avec le liquide dont on veut mesurer la tension; puis bouchant ce tube avec le doigt, on le renverse et l'on promène à plusieurs reprises le liquide dans toute sa longueur, afin de détacher les petites bulles d'air adhérentes à ses parois; ensuite on le tient verticalement, son ouverture étant tournée en haut; le liquide gagne la partie supérieure, et entraîne l'air, qui se dégage sitôt qu'on a enlevé le doigt. On remplace cet air par une nouvelle quantité de liquide; on renverse de nouveau le tube, et ainsi de suite jusqu'à ce qu'il soit entièrement purgé d'air. Alors on ferme exactement avec le doigt l'extrémité ouverte; on la plonge dans le mercure et l'on pose le tube dans une situation verticale; on examine quelle est la hauteur du mercure dans le baromètre; de cette hauteur on retranche celle à laquelle s'élève le mercure dans le tube, et la différence donne la tension du liquide. Cette différence n'est, en effet, produite que par la propriété qu'a le liquide de se réduire en vapeur, et de repousser jusqu'à un certain point, par sa force élastique, la colonne de mercure que l'air, par sa pression, tend à élever, en général, juqu'à 76 centimètres (109).

Digitized by Google

Mais puisque les liquides peuvent se vaporiser aussi bien dans un espace plein de gaz que dans un espace vide, il faut nécessairement admettre que les gaz n'exercent aucune pression sur les vapeurs qu'ils contiennent; car une vapeur que la moindre pression liquéfie peut exister dans un gaz dont la pression est très-considérable. L'air et l'eau nous serviront d'exemple. La vapeur d'eau que peut contenir l'air à 18° ne soutient qu'une colonne de mercure de 15,35 millimètres : elle serait réduite en liquide par une colonne tant soit peu plus grande, parce qu'alors la tendance que les molécules auraient à se réunir l'emporterait sur leur force répulsive; et cependant l'air est capable de faire équilibre à une colonne de 76 centimètres. L'on est donc forcé de reconnaître cette loi remarquable, savoir, que la pression d'un gaz, quelle qu'elle soit, n'agit en aucune manière sur la vapeur qu'il est capable de contenir. (*Voy.*, pour plus de détails sur la théorie des vapeurs, le *Traité de Physique de* M. Biot.)

De la Décomposition des corps par le calorique.

52. Lorsqu'un composé est formé de corps fixes, nous ne pouvons en opérer la décomposition par le calorique, parce qu'il est impossible d'éloigner assez ses molécules pour les porter hors de la distance à laquelle elles s'attirent, ou hors de leur *sphère d'attraction*; mais lorsqu'il est formé de corps qui sont les uns fixes, les autres volatils, ou qui sont tous volatils, nous parvenons à le décomposer, à moins que l'affinité de ses molécules, ce qui arrive assez souvent, ne soit très-forte. *Exemple de décomposition*, craie (11, art. 7). *Exemple de non décomposition*, alliage d'or et d'argent. Il est évident, d'ailleurs, que tous les corps indistinctement seraient décomposés par le calorique, s'il était possible de produire un

Digitized by Google

degré de chaleur quelconque ; car alors rien ne limiterait la distance à laquelle leurs molécules pourraient être portées.

La décomposition des corps par le calorique donne souvent naissance à des composés nouveaux : c'est ce qui arrive toutes les fois que, par la réaction des élémens, il peut s'en former de volatils, et que la température n'est pas trop élevée pour s'opposer à la formation de ceux-ci.

Du Refroidissement des corps, et de leur Contraction par le froid.

53. Après avoir examiné les phénomènes que les corps nous présentent en les exposant à l'action du feu, nous devons examiner ceux qu'ils nous offrent, soit en les laissant refroidir, soit en les plongeant dans des bains frigorifiques. Cette nouvelle étude, sous le rapport chimique, sera facile à faire, n'étant véritablement qu'une dépendance de la première. Si, après avoir exposé un corps à l'action du feu, on le laisse refroidir, il reviendra à son premier état, en éprouvant, dans un ordre inverse, les divers phénomènes que le feu lui avait fait subir, pourvu toutefois que ce corps ne soit point décomposé. S'il s'est échauffé rapidement, il se refroidira de même, en suivant des lois que les physiciens ont découvertes ; si sa dilatation a été grande et uniforme, sa contraction le sera aussi ; si sa fusion et sa liquéfaction ont été promptes et ont occasioné la disparition d'une grande quantité de calorique, son retour à l'état liquide et solide s'effectuera facilement, et aura lieu en laissant dégager la même quantité de calorique que celle qu'il avait absorbée. On remarque, néanmoins, qu'un corps ne passe pas toujours de l'état liquide à l'état solide, à la même température que de l'état solide à l'état liquide. Sa fusion s'opère constamment au même degré ; mais sa congélation varie : elle a lieu tantôt

Digitized by Google

au degré de fusion de celui-ci, tantôt à plusieurs degrés au-dessous, ce qui provient de ce qu'alors dans le liquide les molécules sont autrement disposées que dans le solide (269). (*Voy* les lois du refroidissement, *Mémoire* de MM. Dulong et Petit, *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. VII, pag. 225.)

Quant à l'action du froid sur les corps, elle est tout aussi simple à concevoir. Le froid, opérant un rapprochement entre les molécules, doit tendre à favoriser la combinaison des corps gazeux et à les faire passer de cet état à l'état liquide, et de celui-ci à l'état solide : tel est, en effet, sa manière d'agir; mais elle est bornée. D'abord nous ne connaissons point de gaz qui s'unissent à une basse température, lorsqu'ils ne peuvent se combiner à la température ordinaire; et en second lieu, on n'est parvenu à en liquéfier par le froid que sous une pression considérable. Il est vrai que la plupart des liquides sont capables de se congeler; mais encore en est-il qui, comme l'éther, l'alcool, résistent à des froids de 50°, froids au-delà desquels il est difficile de faire descendre le thermomètre.

Du Calorique spécifique.

54. Jusqu'à présent on a fait de vains efforts pour mesurer la quantité totale ou absolue du calorique que contiennent les corps : on n'a encore pu mesurer que la quantité relative de calorique qu'ils absorbent pour s'élever, sous le même poids, d'un même nombre de degrés, et c'est à cette quantité relative de calorique que nous donnerons le nom de *calorique* ou *de chaleur spécifique*. Nous emploierons aussi dans le même sens l'expression de *capacité pour le calorique* : il nous arrivera donc de dire indistinctement que tel corps a plus de *capacité pour le calorique* que tel autre, ou que la *chaleur spécifique* du premier est plus grande que celle du second.

Digitized by Google

C'est à Black que nous sommes redevables des idées que nous avons sur le calorique spécifique; c'est lui qui, de 1760 à 1765, fit l'importante découverte que chaque corps, en passant d'une température à une autre, exigeait une quantité de calorique qui lui était propre; découverte qui depuis a été confirmée et étendue par Crawford, le docteur Irvine, Wilke, Meyer, Lavoisier, M. Laplace, MM. Petit et Dulong, etc.

55. *Calorique spécifique des corps qui sont de même nature et sous le même état.* — En mêlant ensemble, sous la pression atmosphérique, deux parties d'un même gaz, égales en poids, inégales en température (de 20 à 25°) et par conséquent en volume, on obtient un mélange dont la température est toujours plus élevée que la moyenne des deux: d'où il suit que la capacité des gaz pour le calorique croît avec la température quand ils peuvent se dilater. (Gay-Lussac, *Annales de Chimie*, t. LXXXI, page 98.) Il est probable que si leur volume variait à peine, l'augmentation de capacité ne deviendrait sensible qu'autant que les deux parties du gaz seraient à des températures très-différentes. Du moins voilà ce que l'on observe dans les corps de même nature qui sont à l'état liquide, et surtout dans ceux qui sont à l'état solide, propriété qui tient sans doute à ce que leur dilatation est faible.

En effet, la capacité de l'eau pour le calorique est à-peu-près la même de 10° à 30° que de 30° à 50°: aussi lorsqu'on mêle un kilogramme d'eau à + 10° avec un autre kilogramme à + 50°, il en résulte deux kilog. sensiblement à + 30°. Il en est de même des capacités du mercure, du zinc, etc., pour de semblables différences de température; tandis que de 0° à 100°, on trouve que ces capacités sont moindres que de 100° à 200°, et surtout que de 200° à 300°.

Digitized by Google

56. *Calorique spécifique des corps qui sont de même nature et sous différens états.* — La capacité d'un corps pour le calorique n'étant point la même à toutes les températures, et croissant avec elles, bien qu'il ne change pas d'état, doit être différente, à plus forte raison, lorsqu'il vient à en changer : c'est ce que tend à démontrer l'expérience suivante.

Si l'on prend un kilog. d'eau à 90°, et un kilog. de glace à — 10°, on aura un mélange de 2 kilog. d'eau à + 3°. Mais 1 kilog. d'eau à 75° et 1 kilog. de glace à 0° donneront deux kilog. d'eau également à 0°; conséquemment des 90° du kilog. d'eau chaude, il n'y en a que 15° employés à faire passer le kilog. de glace de — 10° à 0°, et les deux kilog. d'eau de 0° à + 3°. Or, ces deux kilog. absorbent autant de calorique pour cela qu'un seul pour 6°: retranchant donc 6° de 15° ou 75° + 6° de 90°, il restera + 9° pour élever la température de la glace de — 10° à 0° solide. D'après cela, le calorique spécifique de la glace serait à celui de l'eau comme 9 à 10. (Kirwan.)

57. *Calorique spécifique des corps de nature différente.* — Il est facile de prouver que tous les corps de nature différente contiennent différentes quantités de calorique spécifique : il suffit pour cela de mêler ensemble les corps deux à deux, sous des poids égaux et à des températures différentes; car, dans ce cas, la température du mélange ne sera jamais moyenne entre celles des deux corps mêlés. Que l'on prenne un kilog. de mercure à 0°, et un kilog. d'eau à 34°, on obtiendra 2 kilog. d'un mélange à 33° : donc la quantité de calorique qui élève l'eau d'un degré est capable d'élever le mercure à 33° : donc ces deux corps contiennent des quantités très-différentes de calorique spécifique.

Digitized by Google

Des Procédés par lesquels on peut déterminer le calorique spécifique des corps.

57 *bis*. Non-seulement on peut prouver par la méthode précédente que les divers corps contiennent différentes quantités de calorique spécifique, mais encore on peut déterminer quel est le calorique spécifique d'un grand nombre d'entre eux. Pour cela on procède de deux manières : 1°. si les corps n'ont pas d'action chimique sur l'eau, on les mêle avec elle, comme nous venons de le faire pour le mercure. On trouve un certain rapport entre le calorique spécifique de l'eau et le calorique spécifique de ces corps. On représente celui de l'eau par l'unité, et l'on compare à cette unité celui de ces autres corps. Ainsi, dans l'exemple précédent, où le calorique de l'eau est au calorique spécifique du mercure comme 33 à 1, celui de l'eau étant représenté par l'unité, l'autre le sera par $\frac{1}{33}$, ou bien par 0,03. Donnons, pour plus de clarté, un second exemple qui soit général. Soit un kilogramme d'un corps *A* à 50°, et un kilogramme d'eau à 10°; supposons la température du mélange à 25°, il s'ensuivra que 15° de l'eau équivaudront à 25° du corps *A*; ou bien que le calorique spécifique de l'eau sera au calorique spécifique du corps *A* comme 25 : 15, ou comme 1 : $\frac{15}{25}$, c'est-à-dire 0,6.

2°. Lorsque les corps ont une action chimique sur l'eau, cette manière d'opérer n'est plus praticable, parce qu'en se combinant, ils donnent lieu à un dégagement ou à une absorption de calorique : alors il suffit de les mêler avec d'autres corps sur lesquels ils n'agissent point, et dont le calorique spécifique soit connu, pour connaître celui qu'ils contiennent. Prenons comme exemple l'eau et l'acide sulfurique, et servons-nous du mercure comme corps intermédiaire. Admettons qu'en mêlant un kilo-

Digitized by Google

gramme d'acide sulfurique à 12° avec un kilogramme de mercure à 0°, il en résulte 2 kilogrammes à 11°; nous en conclurons que le calorique spécifique du mercure est au calorique spécifique de l'acide sulfurique comme 1 à 11; mais nous venons de voir que celui du mercure était à celui de l'eau comme 1 à 33 : conséquemment le calorique spécifique de l'eau sera au calorique spécifique de l'acide sulfurique comme 33 à 11, ou comme 3 à 1, ou comme 1 à 0,33. Or, lorsqu'un corps aura une action chimique sur l'eau, il sera toujours possible d'en trouver un autre sur lequel il n'ait point d'action non plus que l'eau; d'où l'on voit que cette méthode s'applique à tous les solides et à tous les liquides en général.

Toutefois elle n'est exacte qu'autant qu'on prend quelques précautions que nous allons indiquer. Il faut que les vases dont on se sert, et que l'air au milieu duquel on opère, soient à la température du mélange; car autrement ils enleveraient ou céderaient nécessairement une portion de calorique aux corps sur lesquels on opérerait. Il faut en outre faire le mélange promptement, et en déterminer la température tout de suite, et avec la plus grande précision.

De toutes ces conditions, la première est la seule qui soit assez difficile à remplir : voici comment il sera possible d'y parvenir : soit le fer dont on veuille mesurer la capacité pour le calorique : on en prendra une certaine quantité dont on élevera la température à 100°, en le mettant pendant quelque temps en contact avec l'eau bouillante; puis on le plongera et on l'agitera, à la température de l'air, dans cinq ou six fois son poids d'eau, qui par là s'échauffera d'un certain nombre de degrés. Alors on répétera l'expérience en abaissant la température de la masse d'eau autant au-dessous de celle de l'air qu'elle se sera élevée au-dessus dans l'expérience primitive. L'eau sera mise en

Digitized by Google

cet état dans un vase à parois minces, et mêlée et agitée, à l'instant même, avec le fer. Le nouveau mélange approchera tellement de la température atmosphérique que les erreurs seront à peine sensibles; le vase, il est vrai, sera refroidi d'abord par l'eau; mais il reprendra, au moment de l'immersion du fer, le calorique qu'il aura perdu.

58. On doit à Lavoisier et à M. de Laplace une méthode différente de celle que nous venons d'indiquer. Nous devons en parler avec d'autant plus de soin, qu'elle est très-ingénieuse, et susceptible d'exactitude.

Supposons qu'on ait une sphère creuse de glace à 0°, et placée dans un air à 0° ou au-dessus de 0°. Supposons ensuite qu'au moyen d'un segment mobile, on puisse renfermer dans cette sphère un corps dont la température soit à 100°. Ce corps cédera du calorique aux couches internes de la sphère de glace, jusqu'à ce qu'il soit arrivé à 0°. Mais comme la glace à 0° ne peut recevoir la plus petite portion de calorique sans se fondre en partie; que l'air ne peut fondre que les couches extérieures de la sphère de glace, et que l'eau résultant de cette fusion ne peut pénétrer dans l'intérieur de la sphère, il s'ensuit que la quantité d'eau qu'on trouvera dans cette sphère ne pourra provenir que de l'action du corps, et sera l'expression exacte de la quantité de calorique qu'il exigera pour être porté de 0° à 100°.

Si donc on soumet successivement à l'expérience deux corps égaux en poids et en température, et si l'un fond deux fois autant de glace que l'autre, il contiendra évidemment deux fois autant de calorique spécifique.

Il est très-difficile, pour ne pas dire impossible, de se procurer une sphère de glace; mais on peut mettre le corps dans les mêmes circonstances où il se trouve dans cette sphère, en l'enveloppant de toutes parts de deux couches de glace qui ne se communiquent pas; car la couche ex-

Digitized by Google

térieure empêchera l'air d'agir sur la couche intérieure, et celle-ci ne sera fondue que par le calorique du corps. On satisfait à ces conditions au moyen du calorimètre inventé par Lavoisier et M. de Laplace. (*Voy.* pl. XVII.)

Cet instrument est composé de trois capacités concentriques faites avec du fer-blanc, excepté la capacité intérieure *G* : celle-ci est formée par un grillage en fil de fer que soutiennent des montans de ce métal ; elle porte un couvercle creux *HH* dont le fond est percé de trous, et elle reçoit le corps que l'on veut soumettre à l'expérience. La capacité moyenne *FF' F'* est destinée à contenir la glace dont une portion doit être fondue par le corps ; à sa partie inférieure on place une grille de fer *II*, puis un peu plus bas un tamis *LL'*, pour recueillir les petits fragmens de glace qui pourraient passer à travers cette grille ; au-dessous du tamis se trouve un robinet *M*, par lequel l'eau provenant de la glace fondue par le corps s'écoule et est portée dans le vase *N*. La capacité extérieure *EE E'' E'''* a pour objet de renfermer la glace qui doit empêcher l'air d'agir sur celle de la capacité moyenne ; elle ne communique point avec cette capacité ; elle porte un robinet *O*, au moyen duquel la glace fondue par l'air s'écoule au dehors, et elle est surmontée d'un couvercle creux *PP'* qui n'est percé que sur les côtés. On met de la glace dans ce couvercle, ainsi que dans celui de la capacité intérieure.

D'après cette description, il est évident que le corps se trouve dans les conditions dont nous avons parlé précédemment, c'est-à-dire, qu'il est enveloppé de toutes parts de deux couches de glace ; car celle du couvercle intérieur fait suite à la glace de la capacité moyenne, et celle du couvercle extérieur fait suite à celle de la capacité extérieure.

Pour se servir du calorimètre, on le place sur son pied *RR*, dans un lieu dont la température soit un peu au-

Digitized by Google

dessus de 0°; après quoi l'on remplit de glace à 0° les capacités moyenne et extérieure, ainsi que les deux couvercles, et on laisse égoutter l'eau adhérente à la glace de la capacité moyenne; ensuite on pèse très-exactement le corps, et on le porte à la température de 100°, en le plongeant, pendant environ 15 minutes, dans l'eau bouillante; de là on l'introduit dans la capacité intérieure, après avoir toutefois fermé le robinet *M*; puis on recouvre sur-le-champ les capacités de leurs couvercles respectifs; et alors on abandonne l'expérience à elle-même pendant 15 à 20 heures, temps plus que suffisant pour que la température du corps soit revenue à 0°, et pour que toute l'eau provenant de la glace qu'il a fondue soit réunie au dessus du robinet *M*; enfin l'on ouvre ce robinet, l'eau s'écoule et l'on en prend le poids. Il est facile d'ailleurs de voir pourquoi la glace doit être à 0°, et pourquoi l'on porte le corps à la température de 100°: c'est que l'on peut se procurer aisément ces sortes de températures, et que si la glace était au-dessous de 0°, une portion du calorique du corps serait employée à la ramener à son terme de fusion et serait perdue pour le résultat de l'expérience.

Lorsque le corps dont on veut déterminer le calorique spécifique est solide et sans action sur l'eau, on peut le mettre immédiatement en contact avec la glace; mais lorsqu'il est liquide, ou lorsque, étant solide, il a de l'action sur l'eau, on s'y prend comme nous allons le dire.

S'il est liquide ou solide, on l'enferme dans un vase dont on a d'abord déterminé le calorique spécifique; on plonge un thermomètre dans le vase; on élève convenablement la température de celui-ci et du corps, et on les introduit dans le calorimètre. Du reste, on fait l'opération comme nous l'avons dit ci-dessus, en tenant compte du calorique fourni par le vase.

S'il était gazeux, il serait difficile d'en déterminer le ca-

Digitized by Google

lorique spécifique par le calorimètre, à cause du peu de densité des gaz, du peu de calorique qu'ils laissent dégager, même en se refroidissant d'un grand nombre de degrés, et de la difficulté qu'il y a d'observer leur température au moment où ils pénètrent dans la capacité moyenne. Aussi tous les résulats obtenus jusqu'ici par cette méthode laissent-ils beaucoup à désirer. Nous en connaîtrons bientôt une qui est exempte de tous ces inconvéniens.

Tels sont les divers procédés employés pour refroidir les divers corps jusqu'à 0° dans le calorimètre, et recueillir l'eau provenant de leur action sur la glace. Il ne s'agit plus que de ramener tous les résultats à la même unité, pour les rendre comparables : or, on a pris pour unité la quantité de glace qu'un kilogramme d'eau à 75° est capable de fondre en passant à 0°. Mais cette quantité est un kilog. (48) : il faudra donc rechercher combien un kilog. du corps soumis à l'expérience fondra de glace en s'abaissant de 75°. C'est à quoi l'on parviendra très-facilement, comme on va le voir dans l'exemple suivant. Supposons que l'on opère sur $5^{\text{kilogr.}},5$ de fonte de fer à 100°, l'on obtiendra $0^{\text{kilogr.}},81$ d'eau, et l'on dira : si $5^{\text{kilogr.}},5$ de fonte ont fondu $0^{\text{kilogr.}},81$ de glace, combien en fondra 1 kilog. de fonte? On divisera donc $0^{\text{kilogr.}},81$ par $5^{\text{kilogr.}},5$, et on trouvera pour quotient $0^{\text{kilogr.}},148$.

Ayant ainsi trouvé qu'un kilog. de fer à 100° peut fondre $0^{\text{kilogr.}},148$ de glace, on en prendra les $\frac{3}{4}$ pour savoir ce qu'un kilog. de fer à 75° en fondra; ou bien, pour cela, on divisera $0^{\text{kilogr.}},148$ par 100, et on multipliera le nouveau quotient par 75. Il en résultera, pour le cas que nous examinons, $0^{\text{kilogr.}},111$: d'où l'on voit que la capacité de l'eau pour le calorique est un peu plus de neuf fois aussi considérable que celle du fer. En général, il faudra diviser la quantité d'eau fondue par le nombre de kilog. ou de parties de kilog. du corps soumis à l'expérience;

Digitized by Google

ensuite diviser le quotient par le nombre de degrés dont le corps était au-dessus de 0°, et enfin multiplier le nouveau quotient par 75. Le produit de cette multiplication exprimera la quantité de glace qu'un kilogramme du corps pourra fondre en passant de 75° à 0°. Cependant il est de fait qu'il s'écoule toujours un peu plus d'eau que le corps n'en fond : en effet, la glace employée est fondante, par conséquent mouillée par une certaine quantité d'eau. Cette quantité est en raison de la surface de la glace : or, cette surface est d'autant plus étendue que la glace est réduite en plus petits fragmens ; d'où il suit que, dans ce cas, la quantité d'eau adhérente à la surface de la glace sera plus grande avant l'opération qu'après ; et que l'excédant ajouté à l'eau fondue par le corps soumis à l'expérience causera une légère erreur. Cette erreur disparaîtrait en se servant d'un calorimètre carré, et introduisant dans sa capacité moyenne des morceaux de glace taillés et de même étendue que ses parois.

Calorique spécifique de diverses substances, comparé à celui de l'eau pris pour unité, d'après Lavoisier et M. de Laplace (*a*).

Eau	1,0000
Soufre	0,2085
Fer battu	0,1105
Étain	0,0475
Plomb	0,0282
Mercure	0,0290

(*a*) L'on trouvera plus loin (60 *bis* et 61) une suite à ce tableau, tirée des expériences de MM. Laroche et Bérard, et de celles de MM. Petit et Dulong. Beaucoup d'autres physiciens se sont occupés de la détermination du calorique spécifique des corps ; mais leurs résultats ne méritant pas toute la confiance possible, nous ne les citerons point.

Digitized by Google

Oxide rouge ou deutoxide de mercure.....	0,0501
Minium.....	0,0623
Chaux vive.....	0,2169
Verre sans plomb.....	0,1929
Acide nitrique, pesant spécifiquement 1,2989.	0,6614
Acide sulfurique, pesant spécifiquement 1,87.	0,3346
4 parties de ce dernier acide, plus 5 parties d'eau.....	0,6031
Solution de nitre formée de... { Nitre... 1 / Eau.... 8 }	0,8187
Huile d'olive.....	0,3096

59. Le calorimètre peut servir à déterminer non-seulement le calorique spécifique des corps, mais encore la quantité de calorique relative qui se dégage pendant l'action réciproque des corps solides et liquides, la combustion des corps, la respiration des animaux, etc.

La détermination de la quantité de calorique dégagé par l'action réciproque des corps solides ou liquides n'offre aucune difficulté. On les amène d'abord à 0° en les mettant séparément dans de la glace pilée. On amène aussi à ce degré le vase dans lequel doit s'opérer la combinaison; puis, après avoir placé le vase dans la capacité intérieure du calorimètre, on y introduit les corps et l'on en opère promptement le mélange. Du reste, l'expérience se fait comme la précédente.

Il est moins facile de déterminer la quantité de calorique qui se dégage pendant la combustion et pendant la respiration des animaux. Cependant, dans un grand nombre de cas, il est possible d'y parvenir avec assez d'exactitude de la manière suivante : on adapte deux tuyaux au calorimètre, l'un par lequel on fait arriver l'air dans la capacité intérieure, l'autre par lequel on l'en fait sortir : tous deux sont entourés de glace, de sorte que l'air arrive

Digitized by Google

et sort à zéro. L'eau provenant de la glace fondue par le passage de l'air dans le premier tuyau est rejetée; mais celle qui provient de la glace fondue par le passage de ce fluide dans le second tuyau doit être recueillie avec soin, parce qu'elle est due à l'action du calorique dégagé pendant l'expérience. Ainsi, l'appareil doit être disposé de manière que le second tuyau fasse partie de la capacité moyenne, condition facile à remplir, en le faisant circuler dans la glace de cette même capacité. L'expérience, au reste, ne doit point être prolongée assez pour que les animaux souffrent au point que leur respiration soit altérée.

60. Le calorimètre que nous venons de décrire n'est pas le seul qui existe; il en est un autre de l'invention de Rumford, au moyen duquel on peut mesurer le calorique qui se dégage pendant la combustion d'un certain nombre de corps, et obtenir plusieurs autres résultats, plus facilement encore et plus exactement que par celui de Lavoisier et de M. de Laplace. Ce calorimètre est fort simple: il consiste en une caisse de fer-blanc d'environ 22 centimètres de longueur sur 12 centimètres de largeur et 12 centimètres de profondeur. A environ 3 millimètres au-dessus du fond de la caisse, se trouve un conduit rectangulaire de 4 centimètres de largeur et de 18 millimètres d'épaisseur, qui va en serpentant horizontalement d'une extrémité à l'autre; arrivé à l'une de ces extrémités, ce conduit en perce la paroi, tandis qu'arrivé à environ 3 millimètres de l'extrémité opposée, il traverse le fond, et se termine au dehors en un entonnoir renversé. Le dessus de la caisse porte deux ouvertures, l'une qui sert à la remplir d'eau, et l'autre à placer un thermomètre. (*Voyez* planche XVIII.)

CC', caisse qui doit contenir de l'eau;

AA, ouverture pour introduire le thermomètre;

Digitized by Google

B, ouverture pour verser l'eau;

EE', conduit dans lequel passent les produits de la combustion;

G, entonnoir renversé pour recevoir la flamme des corps;

HH', support en bois;

II', briques sur lesquelles on place l'instrument.

Lorsque l'on veut se servir de cet instrument, on le remplit d'une quantité déterminée d'eau distillée par l'ouverture *B*, et on y introduit, par l'ouverture *AA'*, un thermomètre dont le réservoir égale presqu'en hauteur les parois de la caisse, afin d'avoir, avec beaucoup de précision, la température des différentes couches d'eau : cette température doit être primitivement d'environ 5° au-dessous de celle de l'air. L'appareil ainsi disposé et placé sur son support, on se procure le corps sur lequel l'opération doit être faite. Soit, comme exemple, de la cire : vous en ferez une bougie avec une mèche très-fine; vous la péserez, et après l'avoir placée sous l'entonnoir renversé, vous l'allumerez : au même instant, les produits de la combustion seront entraînés dans le conduit rectangulaire qui correspond à l'entonnoir renversé, et communiqueront à l'eau de la caisse le calorique dégagé par la combustion de la cire; quelque temps après, vous éteindrez la bougie, vous la péserez de nouveau, et vous en conclurez le poids de la cire brûlée : ce sera à l'époque où la température de l'eau sera devenue autant supérieure à celle de l'air qu'elle y était d'abord inférieure. Vous rendrez ainsi à l'air à-peu-près tout le calorique que l'eau aura commencé par lui enlever, et vous acquerrez une assez grande précision dans l'expérience, précision qu'il serait impossible d'obtenir si les fluides avaient d'abord la même température. Alors observant celle de l'eau qui sera indiquée par le thermomètre, vous déterminerez, au moyen d'un calcul très-

Digitized by Google

simple, la quantité de calorique dégagé par la combustion du corps. Si l'eau contenue dans la caisse pèse 6 kilog. y compris le poids de la caisse évalué en eau pour la chaleur spécifique, et si sa température s'élève de 10°, ces 6 kilog. représenteront un seul kilog. d'eau dont la température serait élevée de 60°. Or, nous savons qu'un kilog. d'eau, en passant de 75° à 0°, fait fondre un kilog. de glace; par conséquent un kilog. d'eau, en passant de 60 à 0°, ferait fondre les $\frac{4}{5}$ d'un kilog. de glace, ou 800 grammes. Ainsi la quantité de chaleur acquise par les 6 kilog. d'eau serait donc la même que celle qui serait nécessaire pour fondre cette quantité de glace.

Nous connaîtrons ce nouveau calorimètre sous le nom de *calorimètre d'eau*, pour le distinguer du précédent, que nous appellerons *calorimètre de glace*.

Tableau des quantités de glace fondue par la chaleur provenant de la combustion de plusieurs corps, d'après Lavoisier *et* M. de Laplace.

1 liv. de gaz hydrogène.....	313 liv. de glace fondue.
d'huile d'olive.....	148,883
de cire blanche.....	140,000
de phosphore.....	100,000
de charbon.....	96,351
de suif.....	95,813
d'éther sulfurique.....	74,313
de salpêtre avec une de soufre....	32,000
de salpêtre avec 0liv.,3125 de charb.	12,000

Digitized by Google

Tableau de l'élévation de température que la combustion de 1 gramme de diverses substances communique à 1 gramme d'eau, d'après les expériences de Lavoisier *et* M. de Laplace, *et celles de* Rumford (*a*).

Hydrogène.....	23400°	LL.		
Huile d'olive.....	11166	LL.		
	9044	R.		
Cire blanche....	10500	LL.		
	9479	R.		
Huile de colza épur.	9307	R.		
Suif.....	8369	R.		
	7186	LL.		
Ether sulfurique...	8030	R. pes. spéc.	0,72834.	à 20°
Phosphore.....	7500	LL.		
Charbon.....	7226	LL.		
Naphte.....	7338	R.....	0,82731..	à 13° $\frac{1}{3}$
Alcool à 42° aréom.	6195	R.....	0,817624	à 15°,5
Idem plus aqueux..	5422	R.....	0,84714	
Idem à 33° aréom.	5261	R.....	0,85324	
Bois de chêne.....	3146	R.		

M. Despretz, au lieu de 7226°, a trouvé pour le charbon 7914°, et pour l'hydrogène 23620° au lieu de 23400°.

Les nombres de cette table, divisés par 100, donnent le nombre de grammes d'eau à 0° qu'un gramme de chaque corps peut faire bouillir au moyen de la chaleur dégagée dans sa combustion; divisés seulement par 75, ils donnent le nombre de grammes de glace à 0° que cette chaleur ferait fondre.

M. Welter a tiré de cette table des rapprochemens qu'on

(*a*) Ce tableau est tiré de l'ouvrage de physique de M. Biot. *LL* signifient *Lavoisier* et *Laplace*; *R* signifie *Rumford*.

Digitized by Google

consultera avec intérêt. (*Annales de Chim. et de Phys.* tom. XIX, pag. 425.)

60 *bis*. Nous avons dit précédemment que le calorimètre de glace ne pouvait que difficilement servir à mesurer la chaleur spécifique des gaz; mais il n'en est pas de même du calorimètre d'eau. MM. Delaroche et Berard l'ont employé avec le plus grand succès pour déterminer cette sorte de chaleur. La température de l'eau étant de 2° au-dessous de celle de l'air ambiant, ils l'élevaient peu à peu et la portaient jusqu'à 2° au-dessus, en faisant passer d'une manière constante et uniforme, à travers le serpentin du calorimètre, un volume de gaz donné, sous une pression et à une température aussi données : la pression était d'environ 76 centimètres, et la température de près de 100°. Ils obtenaient ainsi les chaleurs spécifiques relatives de tous les gaz qu'ils soumettaient à ce genre d'expériences; car ces chaleurs étaient en raison inverse des volumes employés. En effet, lorsque, toutes choses égales d'ailleurs, il faudra 84 litres d'un gaz et seulement 78 d'un autre pour élever la température de l'eau d'un même nombre de degrés, il est évident que la chaleur spécifique du premier sera à celle du second comme 78 à 84. Pour comparer ensuite les résultats à la chaleur spécifique de l'eau, il n'y aura plus qu'à évaluer en poids le volume des gaz, ce qu'il est facile de faire, et qu'à connaître d'une part leur degré de refroidissement, et de l'autre le degré d'échauffement de l'eau du calorimètre. Supposons, 1°. que l'expérience se fasse sur un volume de gaz atmosphérique tel que, sous la pression de 76 centimètres et à 0°, il représente 83$^{lit.}$,40, ce gaz pésera 108$^{gram.}$,320; 2°. que ce gaz élevé à 96° de chaleur soit ramené à 11° par l'eau du calorimètre, et subisse conséquemment un abaissement de température de 85 degrés; 3°. que la chaleur perdue par le gaz suffise pour élever

Digitized by Google

la température du calorimètre de 4 degrés; 4°. que l'eau contenue dans le calorimètre soit de 580 grammes, et que la masse du métal constituant le calorimètre ait une capacité pour le calorique égale à 40gram.,8 d'eau, il en résultera que 108gram.,320 d'air, en perdant 85°, auront suffi pour échauffer de 4 degrés 580gram., plus 40gram.,8 ou 620gram.,8 d'eau. Or, 620gram.,8 d'eau, pour s'échauffer de 4°, exigent autant de chaleur que 29gram.,214 pour s'échauffer de 85°, puisque 620 multipliés par 4 égalent 29,214 multipliés par 85 : donc la chaleur spécifique de l'eau serait à celle de l'air comme 108,320 est à 29,214, ou comme 1 à 0,2697.

Il nous resterait à dire maintenant comment MM. Delaroche et Berard obtenaient un courant constant et uniforme de gaz, comment ils élevaient celui-ci par l'eau bouillante à une température de près de 100°, sans communiquer de chaleur directe au calorimètre; à exposer enfin toutes les précautions qu'ils ont prises pour assurer le succès de leurs expériences; mais nous aimons mieux renvoyer pour cela nos lecteurs au Mémoire même des auteurs, qui se trouve imprimé dans les *Annales de Chimie*, tom. LXXXV, pag. 72 et 113.

MM. Delaroche et Berard ont encore employé un autre procédé pour déterminer la chaleur spécifique des gaz; ce procédé leur paraît même un peu plus rigoureux que le premier : il consiste à faire passer, comme précédemment, à travers le serpentin du calorimètre d'eau, un courant régulier d'un gaz maintenu avant son entrée à une température élevée et constante, mais à continuer l'expérience jusqu'à ce que la température de l'eau devienne stationnaire. Or, comme la quantité de chaleur perdue à chaque instant par un corps chaud isolé dans l'air est proportionnelle à l'excès de sa température sur celle de l'air environnant, et que chaque courant de gaz, en raison de

Digitized by Google

sa nature, élevera la température du calorimètre à un point fixe où elle sera stationnaire, il s'ensuivra qu'à partir de ce point, l'excès de la température stationnaire du calorimètre sur celle de l'air ambiant sera proportionnel à la quantité de chaleur abandonnée par le courant de gaz qui aura traversé le calorimètre (*a*). Ils ont donc pu déterminer par ce moyen, de même que par le précédent la chaleur spécifique de tous les gaz : ensuite ils sont parvenus à la comparer à celle de l'eau, soit en soumettant le calorimètre à l'action d'un courant d'eau chaude régulier, et assez lent pour qu'il ne produisît guère plus d'effet que le courant des différens gaz, soit en appréciant par le calcul la quantité réelle de chaleur que le calorimètre, parvenu à la température stationnaire, pouvait perdre dans un temps donné. (*Voy.* leur Mémoire déjà cité.) Voici les résultats qu'ils ont obtenus.

Chaleur spécifique des différens gaz sous une même pression, celle de l'air atmosphérique étant prise pour unité.

	à vol. égaux.	à poids égaux.
Air atmosphérique.....	1,0000.....	1,0000
Gaz hydrogène.....	0,9033.....	12,3401
— acide carbonique.....	1,2583.....	0,8280
— oxigène.....	0,9765.....	0,8848
— azote.....	1,0000.....	1,0318
Protoxide d'azote.....	1,3503.....	0,8878
Gaz oléfiant.....	1,5530.....	1,5763
— oxide de carbone.....	1,0340.....	1,0805

(*a*) Cette loi est vraie pour de petits excès de température, tels que ceux que nous considerons ici; elle cesse de l'être lorsque l'on met un corps incandescent dans un air froid.

Digitized by Google

Chaleur spécifique des gaz comparée à celle de l'eau prise pour unité.

Eau	1,0000
Air	0,2669
Hydrogène	3,2936
Acide carbonique	0,2210
Oxigène	0,2361
Azote	0,2754
Protoxide d'azote	0,2369
Gaz oléfiant	0,4207
— oxide de carbone	0,2884
Vapeur aqueuse	0,8470

Après avoir déterminé ainsi la chaleur spécifique des gaz, MM. Delaroche et Berard ont reconnu que celle de l'un quelconque de ces gaz, considérée sous le rapport des volumes, augmente avec sa densité, mais suivant une progression moins rapide. Ainsi celle de l'air, à la pression de 1^{mètre},0058, est de 1,2396; et celle du même volume, à la pression de 0^{mètre},7405, n'est que de 1,00. Il suit de là que les résultats de MM. Delaroche et Berard sur les chaleurs spécifiques appartiennent à un phénomène composé. En effet, la densité des gaz est moindre quand ils entrent dans le calorimètre que quand ils en sortent, puisqu'ils se contractent en même temps qu'ils se refroidissent. Par conséquent, la chaleur qu'ils abandonnent provient et du refroidissement qu'ils subissent, et de la contraction qu'ils éprouvent; par conséquent aussi, pour avoir des résultats simples, il faudrait pouvoir observer ces deux effets séparément : c'est un travail de ce genre que M. Dulong a entrepris, et pour lequel il a imaginé un appareil très-ingénieux. Sans doute qu'il publiera bientôt ses observations. Ceux qui seraient curieux de con-

Digitized by Google

naître cet appareil le trouveront décrit dans le *Traité de Physique* de M. Biot, vol. IV, pag. 728.

61. Il est évident que l'on peut obtenir des résultats exacts sur la capacité des corps pour le calorique, par la méthode des mélanges ou par l'emploi du calorimètre, en remplissant toutes les conditions que nous avons indiquées; mais souvent il est difficile de se procurer une assez grande quantité des corps pour faire usage de l'une de ces deux méthodes. Il est donc nécessaire alors d'avoir recours à une autre. La suivante, qui a été employée pour la première fois par Mayer, et qui a été perfectionnée successivement par M. Leslie et par MM. Petit et Dulong, ne laisse rien à désirer. Elle est fondée sur ce qu'il existe entre les temps que les différens corps placés dans les mêmes circonstances mettent à se refroidir, et les chaleurs spécifiques de ces mêmes corps, des relations à l'aide desquelles le rapport des capacités peut se déduire de celui des temps du refroidissement, pourvu que l'on prenne quelques précautions : la première, c'est de renfermer les corps, comme le conseille M. Leslie, dans une enveloppe qui soit toujours de même nature, afin de prévenir l'erreur qui proviendrait d'une inégalité dans le pouvoir rayonnant des surfaces. La seconde et la plus importante, est de se mettre à l'abri des inconvéniens qui résulteraient de l'inégale conductibilité des substances que l'on compare entre elles et de leur prompt refroidissement. Pour atteindre ce but, MM. Petit et Dulong ont soin de n'opérer que sur de petites masses, de les réduire en poudre, de les placer dans un air extrêmement dilaté, et de faire les expériences dans un intervalle de température compris entre 10° et 5° d'excès sur le milieu ambiant. En n'opérant que sur de petites masses, l'inégalité de conductibilité est singulièrement affaiblie : à la vérité, le refroidissement se trouve accéléré; mais on le ralentit con-

Digitized by Google

venablement par la dilatation de l'air, par la pulvérisation du corps, et par la faible température à laquelle on élève celui-ci. Outre ces précautions, il faut encore entourer de glace le milieu ambiant, afin de le maintenir à la même température pendant toute la durée de l'expérience, sans quoi les résultats ne seraient plus exacts. Voici donc, en résumé, comment MM. Petit et Dulong procèdent à l'expérience. Ils réduisent les corps solides en poudre très-fine, les renferment et les tassent dans un vase cylindrique d'argent fort mince, d'une très-petite capacité, et dont l'axe est occupé par le réservoir du thermomètre qui sert à indiquer la marche du refroidissement. Ils élèvent ensuite ce vase, au moyen d'un courant d'air chaud, à une température de 25 à 30° au-dessus de l'air ambiant, le placent au centre d'une enceinte de cuivre à parois minces, noircies intérieurement pour augmenter le pouvoir absorbant, et recouvertes de toutes parts d'une couche épaisse de glace fondante. Dès que le vase d'argent est placé dans l'enceinte en cuivre, on fait le vide dans celle-ci, de manière à réduire la tension intérieure de l'air à 2 millimètres; on observe le thermomètre dont la tige est hors du vase, et quand il n'est plus qu'à 10° au-dessus du milieu ambiant, on note le temps du refroidissement. Ce temps est au moins de quinze minutes, et cependant la masse des corps sur lesquels on opère ne s'élève pas au-delà de 30 grammes, même lorsque les corps sont très-denses, tels que le platine et l'or.

Présentons maintenant dans un tableau les chaleurs spécifiques de plusieurs corps simples, que les auteurs ont obtenues en calculant leurs observations par une formule qu'ils feront connaître dans leur prochain mémoire.

Digitized by Google

	Chaleurs spécifiques (a).	Poids relatifs des atomes (b).	Produit du poids de chaque atome par la capacité correspondante.
Bismuth,	0,0288.....	13,30.....	0,3830
Plomb,	0,0293.....	12,95.....	0,3794
Or,	0,0298.....	12,43.....	0,3704
Platine,	0,0314.....	11,16.....	0,3740
Etain,	0,0514.....	7,35.....	0,3779
Argent,	0,0557.....	6,75.....	0,3759
Zinc,	0,0927.....	4,03.....	0,3736
Tellure,	0,0912.....	4,03.....	0,3675
Cuivre,	0,0949.....	3,957.....	0,3755
Nickel,	0,1035.....	3,69.....	0,3819
Fer,	0,1100.....	3,392.....	0,3731
Cobalt,	0,1498.....	2,46.....	0,3685
Soufre,	0,1880.....	2,011.....	0,3780

Nous avons dit précédemment que les poids relatifs des atomes, se déduisant des quantités pondérables des substances élémentaires qui s'unissent ensemble, il devait toujours y avoir quelque chose d'arbitraire dans la fixation de ces poids, parce qu'il n'y a aucun moyen certain de découvrir le nombre réel d'atomes de chaque espèce qui entrent dans une combinaison (17). Cependant l'indétermination ne porte au plus que sur quelques nombres qui ont entre eux les rapports les plus simples : parmi ces nombres, MM. Petit et Dulong en ont toujours trouvé de tels qu'en les adoptant, les atomes de tous les corps simples auraient exactement la même capacité pour la chaleur. L'on peut s'en convaincre facilement,

(a) La chaleur spécifique de l'eau est prise pour unité.
(b) Le poids de l'atome d'oxigène est supposé égal à 1.

Digitized by Google

du moins pour les atomes dont les densités sont rapportées dans la seconde colonne du tableau. En effet, pour obtenir la chaleur spécifique de ces atomes, il suffirait de diviser celle des corps qui leur correspondent par le nombre des atomes renfermés dans un même poids des corps correspondans. Mais, pour des poids égaux de matière, ces nombres sont en raison inverse de la densité des atomes. Conséquemment on arrivera au résultat cherché en multipliant le poids de chaque atome par le nombre qui exprime la capacité du corps auquel il appartient, par exemple, 13,30, poids de l'atome de bismuth, par 0,0288, capacité du bismuth pour la chaleur. Que l'on examine actuellement la 3e colonne, et l'on verra que les nombres qui la composent sont sensiblement égaux : donc la loi est vraie pour les atomes de tous les corps que l'on considère ici, et probablement pour toute sorte d'atomes, bien entendu qu'elle cesserait de l'être, ou plutôt qu'elle serait toute autre, si l'on adoptait pour les poids relatifs des atomes d'autres nombres que ceux qui sont compris dans la seconde colonne. Toutefois, dans ce cas même, elle comprendrait évidemment l'expression d'un rapport simple entre les poids et les chaleurs spécifiques des atomes élémentaires.

Après avoir cherché à découvrir la loi des chaleurs spécifiques des atomes élémentaires, MM. Petit et Dulong se sont proposé de trouver celle des atomes composés; mais jusqu'ici ils n'ont encore rien publié à ce sujet : ils se sont contentés seulement d'annoncer qu'il existait un rapport simple entre la capacité des atomes élémentaires et celle des atomes composés. (*Voy.* leur mémoire, *Annales de Chimie et de Physique,* tom. x, pag. 395.)

Calorique spécifique des corps composés, comparé à celui de leurs élémens. — Irvine et Crawford ont avancé que, quand deux corps se combinent et qu'il y a déga-

Digitized by Google

gement de calorique, le composé a toujours une chaleur spécifique moindre que celle que l'on trouve par un calcul fondé sur la connaissance de la chaleur spécifique des composans et des proportions dans lesquelles ils s'unissent; et qu'au contraire, quand, dans une combinaison, il y a production de froid, la chaleur spécifique du composé est constamment plus grande que celle qui est donnée par le calcul; mais cette loi, qui d'abord a été admise par la plupart des physiciens, doit être rejetée, parce qu'elle ne s'accorde nullement avec un grand nombre de faits bien observés. Parmi ces faits, nous citerons, comme les plus remarquables, ceux dont la découverte est due à MM. Petit et Dulong. Ces physiciens ont trouvé : « que les quantités plus ou moins grandes de chaleur qui se développent au moment de la combinaison des corps n'ont aucun rapport avec la capacité des élémens, et *que même, dans le plus grand nombre de cas, cette perte de chaleur n'est suivie d'aucune diminution dans la capacité des composés qui en résultent.* » Par exemple, le soufre et le plomb, en se combinant, produisent une grande quantité de chaleur; et cependant l'expérience prouve que ces élémens ont précisément la même capacité que le sulfure de plomb : tels sont encore, du moins très-probablement, l'hydrogène et l'oxigène, l'oxigène et le cuivre, l'oxigène et le plomb, l'oxigène et l'argent, le soufre et le charbon, par rapport aux composés binaires qu'ils peuvent former; savoir : l'oxide d'hydrogène ou l'eau, l'oxide de cuivre, l'oxide de plomb, le carbure de soufre. De là des conséquences fort importantes, comme il est possible de le voir dès à présent, pour la théorie de la production de la chaleur.

Digitized by Google

Sources du Calorique.

61 *bis*. Le calorique émane de deux sources : 1°. du soleil, 2°. des corps, soit par compression ; soit par combinaison, soit même par simple contact.

Non-seulement le soleil lance des rayons de lumière, mais il lance encore des rayons de calorique : ceux-ci se trouvent en grande partie séparés des rayons lumineux dans le spectre solaire. En effet, si l'on fait passer à travers un prisme de verre un faisceau lumineux, de manière à en isoler les sept rayons, rouge, orangé, jaune, vert, bleu, indigo, violet, l'on verra que le rayon violet ou le plus réfrangible échauffera moins le thermomètre que l'indigo ; l'indigo, moins que le bleu, etc. ; et que le rouge ou le moins réfrangible l'échauffera plus que tous les autres, mais moins que ne l'échauffera l'espace au-delà jusqu'à une certaine distance. Herschell, à qui cette découverte est due, a prouvé que la plus grande chaleur, hors du spectre, était à 12 millimètres du rayon rouge, et qu'elle était encore sensible à 38 millimètres.

Chaleur par compression.—Toutes les fois qu'on comprime un corps d'une manière quelconque, soit en le frottant contre un autre, soit en le *percutant*, on en dégage une portion de calorique, et on l'échauffe constamment. L'occasion d'observer ces phénomènes se présente souvent. Qui ne sait qu'en battant le fer il s'échauffe jusqu'au point de devenir incandescent ; qu'en frottant le bois il finit par s'enflammer ? N'est-ce point en frappant vivement un caillou avec un morceau d'acier que nous nous procurons journellement de la lumière ? alors des parcelles métalliques très-chaudes se détachent, brûlent, fondent et mettent le feu à l'amadou. On peut même fondre, d'après M. Davy, deux disques de glace en les frottant l'un contre

Digitized by Google

l'autre, dans une atmosphère au-dessous de zéro. Les gaz surtout, eu égard à leur masse, sont capables de dégager beaucoup de calorique par la compression : le briquet à air en est une preuve frappante. Ce briquet, connu seulement depuis quelques années, est composé d'un corps de pompe en laiton, et d'un piston également en laiton, dont l'extrémité est terminée par une petite cavité. On met dans cette cavité un peu d'amadou bien sec (*a*) ; on adapte ensuite l'extrémité du piston au corps de pompe ; on exerce une compression forte et subite, et retirant à l'instant même le piston, l'amadou se trouve enflammé.

Les liquides n'étant point ou n'étant que peu compressibles, ne peuvent dégager de calorique par le frottement ou la percussion.

Chaleur par combinaison. — Deux ou plusieurs corps qui se combinent donnent toujours lieu à un changement de température. La température s'élève constamment dans le cas où la combinaison est intime, et s'abaisse quelquefois dans le cas contraire. (*Voyez*, pour l'abaissement de température, (709). La production de chaleur qui se manifeste dans l'action réciproque des corps a été attribuée, jusqu'ici, principalement au rapprochement plus ou moins grand des molécules qui s'unissent, et à la capacité plus ou moins grande du nouveau composé pour le calorique. Mais il est certain que ces causes ont beaucoup moins d'influence qu'on ne l'a cru, puisqu'il arrive souvent que le composé a tout autant de capacité pour la chaleur que ses principes constituans. Quoi qu'il en soit, c'est en combinant l'un des principes de l'air qu'on appelle *oxigène*, avec d'autres corps qu'on appelle *combustibles*, tels que le charbon, le bois, que nous produisons les

(*a*) On rend l'amadou bien plus combustible en le trempant dans une dissolution de nitrate de plomb, et le faisant bien sécher.

Digitized by Google

divers degrés de chaleur qui nous sont nécessaires. (*Voyez* la théorie développée, art. *Combustion* (79).)

Chaleur par contact. — Quand un liquide mouille un solide, il y a toujours dégagement de chaleur ; ce dégagement est très-faible dans les corps inorganiques, comme les métaux et les oxides, même pulvérisés ; mais il devient plus considérable dans les corps du règne végétal, tels que les graines, les racines, les diverses parties des plantes ; et dans ceux du règne animal, tels que les tissus, les tendons et toutes les parties membraneuses. Lorsqu'on a fait dessécher quelques-uns de ces corps et qu'on les mouille ensuite avec un liquide, le thermomètre s'élève presqu'à l'instant de 2 ou 3 degrés, et quelquefois de 9 ou 10. Pour qu'il y ait sur le thermomètre un effet aussi sensible, on conçoit qu'au contact même des molécules du solide et du liquide, il doit y avoir une action vive, et que cette action ne saurait manquer de jouer un rôle important dans les phénomènes de la physiologie végétale et animale. (*Voyez* le Mémoire de M. Pouillet à ce sujet, *Ann. de Chim. et de Phys.*, tome XX, p. 141.)

Du Froid.

62. Nous avons dit que le calorique émanait de deux sources : nous pouvons dire qu'il en est de même du froid.

L'une est naturelle, et provient de ce qu'en hiver, où elle se manifeste, le soleil est moins long-temps sur notre horizon qu'en été, et de ce qu'alors ses rayons nous arrivant obliquement, tombent en moins grand nombre sur le même espace, et traversent un plus grand nombre de couches d'air atmosphérique que dans cette dernière saison, où ils nous arrivent presque verticalement.

L'autre est artificielle, et sera la seule qui nous occu-

Digitized by Google

pera ; elle repose sur la propriété qu'ont les corps de rendre latente une grande quantité de calorique en passant de l'état solide à l'état liquide, et de celui-ci à l'état gazeux (48 et 49).

Froid produit par les corps solides et liquides. — Lorsqu'on mêle ensemble deux corps solides, ou un corps solide avec un corps liquide ; que ces corps n'ont que peu d'affinité l'un pour l'autre, mais assez cependant, relativement à leur cohésion, pour que la combinaison ait lieu et que le composé se fonde promptement, il en résulte un froid plus ou moins considérable. On emploie toujours de la glace ou de la neige dans le cas où les deux corps sont solides. C'est ainsi qu'on produit avec 2 parties,5 de glace et 1 partie de sel marin, l'un et l'autre à 0°, un froid de — 19°. En substituant d'autres corps au sel marin, et en abaissant leur température ainsi que celle de la glace à — 10° ou 12°, on peut produire plus de 40° de froid (709).

Froid produit par les liquides. — Nous avons prouvé que les liquides avaient une tendance à se réduire en vapeur à une température quelconque au-dessous du degré de leur ébullition, et que dans un espace vide ou plein de gaz il s'en vaporisait une quantité qui dépendait de l'espace, de la température et de la nature du liquide (40). Or, une portion quelconque d'un liquide absorbe tout autant de calorique, ou en rend latente une quantité tout aussi grande, en passant spontanément à l'état de vapeur, qu'en passant à cet état par l'action directe du feu : par conséquent, la portion qui ne se vaporise pas doit se refroidir jusqu'à ce qu'elle reçoive des corps étrangers autant de calorique qu'elle en cède, époque à laquelle sa température devient stationnaire. Si donc un liquide a une grande tendance à se vaporiser, il pourra donner lieu à beaucoup de froid. Voilà pourquoi, en entourant de linge

Digitized by Google

la boule d'un thermomètre, puis la plongeant à diverses reprises dans l'éther et la faisant circuler rapidement, on fait descendre, même en été, le mercure bien au-dessous de 0°. C'est encore par cette raison que de l'éther versé sur nos organes produit une vive sensation de froid, surtout en renouvelant l'air. Cette propriété des liquides a été mise à profit pour se procurer de l'eau fraîche. En Egypte, par exemple, après avoir rempli d'eau des vases poreux appelés *alcarazas*, on les place à l'ombre, au milieu d'un courant d'air le moins chaud possible; l'eau mouillant continuellement la surface extérieure du vase, se vaporise en partie, et abaisse la température de celle qui reste à l'état liquide.

Mais lorsqu'au lieu d'exposer ces liquides au contact de l'air atmosphérique dont les molécules retardent et gênent la vaporisation, on les place dans le vide, sous le récipient de la machine pneumatique, le froid produit est bien plus considérable : aussi, en enveloppant d'une éponge une petite boule soufflée à l'extrémité d'un tube, et pleine de mercure, puis versant dessus du carbure de soufre, qui est un liquide blanc très-volatil, et suspendant le tube dans une cloche où l'on fait promptement le vide, parvient-on à congeler le mercure en quelques secondes, quoique sa congélation n'ait lieu que vers le 40e degré sous 0°. Le froid serait bien plus grand encore s'il était possible d'absorber la vapeur à mesure qu'elle se formerait, parce que la vaporisation ne s'arrêterait pas; elle pourrait même s'étendre aux solides : c'est ce que prouve la belle expérience de M. Leslie sur la congélation de l'eau dans le vide, en employant l'acide sulfurique, etc. comme absorbant (*a*). Prenez deux capsules; dans l'une

(*a*) Au lieu d'acide sulfurique, l'on peut employer les corps déliquescens, tels que le chlorure de calcium, le nitrate de chaux en fragmens.

Digitized by Google

mettez l'eau, et dans l'autre l'acide sulfurique; placez-les sous le récipient de la machine pneumatique, sur des supports en bois ou en fil de fer, de manière que la première soit au-dessus de la seconde, et qu'elle en soit très-éloignée; ensuite faites le vide le plus exactement possible; alors une portion d'eau se réduira en vapeur, et remplira tout le récipient; elle sera bientôt absorbée par l'acide, et remplacée à mesure par une autre portion, etc., de sorte qu'à chaque instant il s'absorbera et se formera de nouvelle vapeur. Celle qui se formera produira du froid, et celle qui se condensera produira de la chaleur : ainsi, tandis que l'eau se refroidira, l'acide devra s'échauffer. Il s'échauffera, en effet, non-seulement parce qu'en absorbant la vapeur tout le calorique latent qu'elle contient sera mis en liberté, mais encore, comme on le verra par la suite, parce que l'eau à l'état liquide, en se combinant avec cet acide, donne lieu à une grande émission de calorique (418). Toutefois, l'eau arrivera promptement à 0°, quelquefois même avec un mouvement d'ébullition, puis elle se congelera au bout d'un certain temps, et toujours d'autant plus vite que la température de l'atmosphère à laquelle on opérera sera moins élevée, que le vide sera plus parfait, que la quantité d'eau que l'on emploiera par rapport à celle de l'acide sera plus petite, et que la surface absorbante de celui-ci sera plus grande. Au moyen d'une machine qui fait le vide à 7 millimètres près, et de 200 à 300 grammes d'acide sulfurique placés dans une large capsule, on congelera facilement, en 5 ou 6 minutes, 30 grammes d'eau, la température de l'eau et celle

---

M. Leslie a même employé tout récemment le trapp porphyrique en décomposition, réduit en poudre et séché au four, et plus récemment encore la farine d'avoine légèrement torréfiée (*Annales de Chimie et de Physique*, tom. IV, page 443, et tom. V, pag. 334); mais alors le froid produit est moins grand.

Digitized by Google

de l'atmosphère étant à + 10 ou 12°. Ces résultats sont très-remarquables, mais ne présentent rien que la théorie n'ait prévu; il n'en est point de même des suivans.

L'eau étant congelée conserve encore de la tendance à se vaporiser : elle en a même à — 40°. Ce qui le prouve, c'est que, dans l'expérience précédente, on peut refroidir la glace jusqu'à ce terme. En effet, qu'on enveloppe la boule d'un thermomètre d'une couche de glace en la plongeant dans l'eau à plusieurs reprises, et l'exposant à chaque fois à quelques degrés au-dessous de 0°; ensuite qu'on suspende ce thermomètre sous le récipient de la machine pneumatique; que l'on dispose d'ailleurs sur des supports, au haut de ce récipient, une ou plusieurs capsules contenant de l'acide sulfurique concentré; enfin, qu'on fasse le vide aussi exactement que possible, et l'on verra le thermomètre s'abaisser de degré en degré, et enfin parvenir, en supposant que toutes les conditions soient les plus favorables, jusqu'à — 40° et au-delà. (*Annales de Chimie*, t. LXXVIII, p. 177 et 183.) (*Voy.* aussi les Observations de M. Gay-Lussac sur le froid produit par l'évaporation des liquides, *Ann. de Chimie et de Phys.*, t. XXI, pag. 82.)

DES PROPRIÉTÉS CHIMIQUES DE LA LUMIÈRE.

61. Nous n'examinerons point les propriétés physiques de la lumière : nous ne considérerons absolument que ses propriétés chimiques, et nous ne les considérerons même que d'une manière générale, nous proposant de les prouver par l'expérience, à mesure que l'occasion s'en présentera.

La lumière est capable de produire un assez grand nombre de phénomènes chimiques : c'est surtout sur les corps colorés que son action se manifeste. Elle altère dans

Digitized by Google

un espace de temps plus ou moins considérable, soit seule, soit avec le concours de l'air, la plupart des couleurs minérales, et toutes les couleurs végétales et animales; il en est même qu'elle détruit en quelques heures : telle est la couleur rose du carthame, qu'on applique ordinairement sur la soie. Dans toutes ces circonstances, la couleur, ou plutôt le corps sur lequel la lumière agit, éprouve une véritable décomposition. Tantôt ce sont ses principes constituans qui se combinent dans un autre ordre, et qui donnent naissance à des corps nouveaux; tantôt c'est l'un de ses principes qui se dégage, ou l'un d'eux qui se combine avec un principe de l'air. Or, on produit absolument les mêmes effets en substituant à la lumière une quantité de calorique plus ou moins grande, qui doit égaler quelquefois la chaleur rouge : donc la lumière agit, comme la chaleur rouge, sur certains corps. C'est cette similitude d'action jointe, d'une part, à ce que le calorique rayonnant se comporte le plus souvent comme la lumière, et de l'autre, à ce que la lumière condensée au foyer d'une lentille ou d'un miroir réflecteur est capable de fondre les corps presqu'infusibles par les moyens ordinaires, qui a fait penser à plusieurs physiciens que ces deux fluides étaient identiques, et pouvaient se transformer l'un dans l'autre; que la lumière, en se combinant avec les corps, devenait calorique, et que le calorique, porté à un grand degré de tension ou accumulé dans un corps, devenait lumière.

Cependant, il s'en faut beaucoup que cette hypothèse soit à l'abri d'objections. On en trouve surtout dans la nature et les propriétés des divers rayons dont la lumière paraît être composée. 1°. On sait que le rayon violet échauffe moins le thermomètre que le rayon indigo; celui-ci moins que le bleu; ce nouveau rayon moins que le suivant, et ainsi de suite jusqu'au rouge. 2°. Herschell a

Digitized by Google

trouvé qu'au-delà du rayon rouge, hors du spectre, jusqu'à une certaine distance, il existait des rayons plus chauds que le rayon rouge même; que ces rayons étaient obscurs, ou du moins ne prenaient une légère teinte rouge qu'autant qu'on les rassemblait au moyen d'une lentille; qu'en un mot, ce n'étaient que des rayons calorifiques. 3°. Schéele a démontré que le rayon violet était de tous les rayons de la lumière celui qui avait le plus d'action chimique sur plusieurs corps; et Sennebier a vu que ce rayon avait également, plus que tous les autres, la propriété de développer la couleur verte dans les plantes. 4°. Wollaston, Ritter, Beckmann, assurent qu'au-delà du rayon violet, hors du spectre, on rencontre des rayons obscurs comme ceux qui sont au-delà du rayon rouge, mais qu'ils ont pour propriété caractéristique de ne point produire de la chaleur, et de noircir plus rapidement le chlorure d'argent que le rayon violet et que tous les autres rayons colorés. D'après ces résultats, plusieurs physiciens se persuadent que la lumière contient trois sortes de rayons : des rayons calorifiques, auxquels elle doit la propriété d'échauffer; des rayons lumineux, auxquels elle doit la propriété d'éclairer; et une autre espèce de rayons obscurs comme les rayons calorifiques, d'où dépend l'action qu'elle exerce sur les corps. Les premiers sont moins réfrangibles que les seconds, et ceux-ci moins que les troisièmes. En conséquence, ils regardent le fluide lumineux et le fluide de la chaleur comme deux fluides distincts. Ils s'appuient d'ailleurs sur ce que la lumière de la lune, réunie au foyer d'une forte lentille, n'élève pas sensiblement le thermomètre.

Mais les partisans de l'opinion contraire répondent à cette dernière objection, que la majeure partie de la lumière de la lune est absorbée par la lentille, et que celle qui se rend au foyer est si faible, que dans tous les cas son action serait à peine sensible. Les objections précé-

Digitized by Google

dentes les embarrassent davantage; ils y répondent toutefois, en disant que les rayons obscurs qui sont au-delà du spectre solaire sont de véritables rayons de lumière, mais trop faibles pour être sensibles à notre œil; qu'on ne saurait en douter, puisque les rayons calorifiques prennent une teinte rouge en les rassemblant au foyer d'une lentille, et que, d'après M. Berard, ils ont la faculté de se polariser de même que les rayons lumineux (*Ann. de Chimie*, t. LXXXV, p. 309); que la faculté d'échauffer, d'éclairer, d'agir chimiquement sur les corps, n'est point particulière à tel rayon; que tous possèdent plus ou moins ces trois propriétés; que si l'on reconnaît que les rayons lumineux ne résultent que d'une modification du même fluide, il faut reconnaître aussi qu'il en est de même des rayons obscurs par rapport à un rayon lumineux quelconque, et que par conséquent la lumière et le calorique sont deux fluides identiques.

64. Que conclure de toutes ces observations? Qu'il est impossible de prononcer sur la question de savoir si le calorique et la lumière sont deux fluides bien distincts; et que, jusqu'à ce que de nouvelles recherches nous aient éclairés à cet égard, on peut adopter l'opinion qu'on voudra. Pour nous, nous adopterons celle qui les suppose dus à une modification du même fluide.

DE L'ÉLECTRICITÉ.

65. L'on sait que tous les corps contiennent une certaine quantité de *fluide électrique*; que l'on peut regarder ce fluide comme étant composé de deux fluides différens, savoir : de *fluide vitré* ou *positif*, et de *fluide résineux* ou *négatif*; que tant que ces deux fluides constituant le fluide électrique sont combinés, ils ne manifestent leur présence d'aucune manière; mais qu'aussitôt que, par l'effet de quel-

Digitized by Google

ques circonstances, l'un ou l'autre, ou tous deux, deviennent libres, ils donnent aux corps qui les recèlent ou à la surface desquels ils se trouvent, la propriété de s'attirer ou de se repousser; que les corps se repoussent quand ils sont électrisés de la même manière, c'est-à-dire par le même fluide, soit positif, soit négatif; et qu'au contraire ils s'attirent quand ils sont électrisés, l'un positivement, l'autre négativement; enfin, que ces effets ont lieu hors du contact, et suivent la loi de la raison inverse du carré des distances. Cela posé, l'on conçoit que si un corps binaire était dans des circonstances telles que ses molécules constituantes *A* et *B* devinssent les unes positives et les autres négatives, il serait possible de les séparer, pourvu qu'elles fussent mobiles, en mettant le composé en présence d'un corps chargé de fluide positif ou négatif, et à plus forte raison en le plaçant entre deux corps, l'un électrisé négativement et l'autre positivement; car la molécule électrisée négativement serait attirée par le fluide positif et repoussée par le fluide négatif, et la molécule électrisée positivement serait, au contraire, repoussée par le fluide positif et attirée par le fluide négatif.

Telle est précisément la manière d'agir de la pile voltaïque, instrument le plus précieux peut-être que la chimie possède, que l'on doit au génie de Volta, et qui, entre les mains de plusieurs physiciens et chimistes, et particulièrement de M. Davy, est devenu la source de tant de brillantes découvertes.

66. *Pile voltaïque.* — Lorsqu'on met en contact deux métaux isolés, et n'ayant que leur fluide électrique naturel, par exemple, un disque de zinc et un disque de cuivre, le zinc devient aussi positif que le cuivre devient négatif. Par conséquent, en représentant l'électricité du zinc par $+\frac{1}{2}$, celle du cuivre devra l'être par $-\frac{1}{2}$. Dans cette hypothèse, voyons ce que deviendront ces élec-

Digitized by Google

tricités dans les cas que nous allons successivement examiner.

Les disques étant ainsi superposés, et leurs électricités étant représentées par $+\frac{1}{2}$ et $-\frac{1}{2}$, que l'on mette l'un d'eux en communication avec le sol, son état électrique deviendra *zéro*, et l'état électrique de l'autre disque deviendra $+1$ ou -1 : $+1$ si le disque est de zinc, -1 si le disque est de cuivre ; ainsi le sol fournira toute la quantité du fluide nécessaire pour opérer ce changement. Qu'on tienne les disques isolés au lieu de les faire communiquer avec le sol, et qu'on mette le disque de zinc en contact avec du fluide positif, de manière à porter son état électrique à $+3$, celui du cuivre deviendra $+2$. Qu'on répète l'expérience, tantôt avec le fluide positif, tantôt avec le fluide négatif, et qu'on rende successivement l'état électrique du disque de zinc égal à $+3$, $+2$, $+1$, 0, -1, -2, etc., celui du disque de cuivre deviendra, dans les mêmes circonstances, $+$, 2, $+1$, 0, -1, -2, -3; enfin, quelques changemens qu'on leur fasse subir, leur état différera toujours d'une unité tant qu'ils seront superposés et qu'ils se toucheront.

Supposons maintenant qu'après avoir placé sur un isoloir I (pl. XIX, fig. 1) le disque de cuivre C et le disque de zinc Z, dont les électricités sont par hypothèse $-\frac{1}{2}$ et $+\frac{1}{2}$, on place sur celui-ci un carton H imbibé d'eau, qui ne fasse l'office que de conducteur, puis le disque de cuivre C' sur le carton : qu'arrivera-t-il alors ? que le disque zinc Z devra céder, par l'intermède du carton, la moitié de son fluide au disque de cuivre C'. Comme il contient $+\frac{1}{2}$ de fluide, il semble d'abord qu'il ne devrait lui en céder que $\frac{1}{4}$; mais s'il en était ainsi, l'état électrique du disque de cuivre C serait donc $-\frac{1}{2}$, lorsque celui du disque de zinc Z serait $+\frac{1}{4}$. Or, la différence entre ces deux états doit être égale à l'unité, et la somme de l'élec-

Digitized by Google

tricité des trois disques doit être égale à 0; il s'ensuit que l'électricité du disque C sera $-\frac{2}{3}$, celle du disque zinc Z $+\frac{1}{3}$, et celle du cuivre C' aussi $+\frac{1}{3}$. Supposons que l'on place ensuite le disque de zinc Z' sur le disque de cuivre C', une nouvelle distribution de fluide électrique aura lieu, et devra être telle que ce nouveau disque contienne une unité de plus que le disque de cuivre C', que celui-ci en contienne autant que le disque de zinc Z, et enfin que ce dernier en contienne une unité de plus que le disque de cuivre C: d'où l'on voit que l'état électrique du cuivre C deviendra -1, celui du zinc Z zéro, celui du disque de cuivre C' zéro, et celui du zinc Z' $+1$. On trouvera facilement, de la même manière, l'état électrique des différens disques que l'on pourra ainsi superposer, en se rappelant qu'il doit y avoir une unité de différence entre l'état électrique de deux disques contigus de cuivre et de zinc, qu'il ne doit y en avoir aucune entre celui de deux disques séparés par un carton mouillé, et que, dans tous les cas, la somme de l'électricité des différens disques doit être égale à 0. Si le nombre des disques est pair, on aura l'état électrique du disque C en divisant ce nombre par 4, et en affectant le quotient du signe $-$. Soient, par exemple, 16 disques; l'état électrique du disque C sera -4, et par conséquent celui des autres sera successivement -3, -3, -2, -2, -1, -1, 0, 0, $+1$, $+1$, $+2$, $+2$, $+3$, $+3$, $+4$. Dans ce cas, il y aura autant de disques supérieurs positifs que de disques inférieurs négatifs; deux disques quelconques pris, l'un dans la moitié supérieure et l'autre dans la moitié inférieure, à égale distance des extrémités, seront également électrisés, mais en sens inverse, excepté ceux du milieu, qui sont à 0; ils le seront d'autant plus qu'ils se rapprocheront plus des extrémités, et que le nombre des disques sera plus grand. Si le nombre des disques est impair, on aura l'état électrique du disque C

Digitized by Google

en prenant la moitié de ce nombre augmenté de l'unité, et la moitié de ce nombre diminué de l'unité, multipliant ces deux moitiés l'une par l'autre, divisant le produit par le nombre des disques, et affectant le quotient du signe —. Soit, par exemple, 5 disques; l'état électrique du disque C sera 3 multiplié par 2 et divisé par $5 = \frac{6}{5}$; et par conséquent l'état électrique des quatre autres disques sera $-\frac{1}{5}, -\frac{1}{5}, +\frac{4}{5}, +\frac{4}{5}$. Tant que les disques resteront isolés, ils seront dans l'état dont nous venons de parler; mais cet état changera dès qu'ils cesseront de l'être. En effet, il est évident, d'après ce qui vient d'être dit, 1°. qu'en mettant en communication le disque *C* avec le réservoir commun, l'état électrique de ce disque deviendra zéro, et que celui des autres deviendra nécessairement + 1, + 1, + 2, + 2, etc.; 2°. qu'en mettant, au contraire, le disque supérieur Z^{21}, en communication avec le réservoir commun, ce disque deviendra zéro comme le disque de cuivre *C*; mais les disques successivement inférieurs deviendront alors — 1, — 1, — 2, — 2, — 3, — 3, etc. L'on peut voir également que, sans l'interposition d'un conducteur humide entre chaque paire de disques, l'état électrique de chaque paire sera absolument le même; qu'en cas d'isolement, chaque disque de cuivre deviendra $-\frac{1}{2}$, et chaque disque de zinc $+\frac{1}{2}$; et que dans le cas contraire les disques de cuivre deviendront zéro, et les disques de zinc + 1, ou les disques de zinc zéro, et les disques de cuivre — 1, selon que la communication avec le sol aura été établie entre le cuivre ou le zinc. (*Voyez* les *Traités de Physique*).

67. C'est en superposant des disques de zinc, de cuivre et de carton mouillé, que Volta a construit d'abord l'appareil auquel on a donné le nom de *pile voltaïque*, appareil qu'ensuite on a singulièrement perfectionné, et dans lequel on distingue deux pôles, l'un positif, situé à l'ex-

Digitized by Google

trémité supérieure *zinc*, et l'autre négatif, situé à l'extrémité inférieure *cuivre*.

68. Après un plus ou moins grand nombre d'expériences, on a reconnu : 1°. que le zinc et le cuivre étaient les deux métaux qu'on devait préférer, parce qu'on se les procurait facilement, et qu'ils se constituaient par le contact dans un état d'électricité plus grand que la plupart des autres. 2°. Qu'il y avait un grand avantage à souder les deux pièces de zinc et de cuivre qui forment ce que nous avons appelé précédemment *une paire*, et que nous connaîtrons désormais sous le nom d'*élément de la pile*; que par là on obtenait un contact parfait, et qu'on prévenait l'oxidation des parties contiguës. 3°. Que l'eau pure était un conducteur beaucoup moins bon que celle qui était chargée de sel, et surtout d'acide; que, parmi les acides, c'était l'acide nitrique mêlé à un peu d'acide sulfurique qui produisait le plus d'effet, ou transmettait le plus vite l'électricité d'un élément à l'autre. 4°. Qu'au lieu de plaques circulaires, on pouvait employer avec le même succès des plaques carrées et de toute autre forme. 5°. Que les effets chimiques d'une pile dépendant principalement de sa tension, et que cette tension étant en raison directe du nombre des élémens, quelle que soit leur dimension, il valait mieux se servir, pour produire ces effets, d'une pile à petites plaques que d'une pile à grandes plaques, toutes choses égales d'ailleurs, c'est-à-dire, la somme des surfaces étant la même. 6°. Que les piles à larges plaques ne convenaient que dans quelque cas, et particulièrement dans ceux où l'on voulait faire brûler des fils métalliques, parce qu'alors on avait besoin de faire passer une grande quantité de fluide, quantité qui paraît être proportionnelle à la surface des plaques. 7°. Qu'en plaçant la pile verticalement, et se servant de carton, ou de papier, ou de drap, pour contenir le conducteur

Digitized by Google

humide, il en résultait qu'on ne pouvait mettre qu'une très-petite quantité de liquide entre chaque élément, et que ce liquide, dégagé par la pression, coulait le long de la pile et établissait une communication plus ou moins grande entre toutes les parties, ce qui en diminue nécessairement l'effet. 8°. Qu'on remédiait à ce double inconvénient en plaçant de champ les élémens de la pile, à une certaine distance les uns des autres, sur des corps non conducteurs, et fermant, avec des corps également non conducteurs, l'espace qui les séparait alors inférieurement et latéralement, de manière à produire des auges que l'on remplissait du liquide conducteur, et à avoir ainsi une pile horizontale. 9°. Que l'on parvenait au même but en prenant des plaques rectangulaires, les réunissant par leurs extrémités seulement, arquant les élémens, les faisant plonger dans des vases pleins du liquide propre à l'excitation de la pile, et les disposant de telle sorte que chaque vase reçût la plaque cuivre d'un élément et la plaque zinc de l'élément voisin, sans que pour cela elles fussent en contact l'une avec l'autre.

On a construit, d'après ces divers principes, un grand nombre de piles. Nous n'en décrirons que deux, qui sont celles que nous nous proposons d'employer par la suite.

69. *Construction d'une pile à plaques de petites dimensions, superposées et soudées.* — On prend de petites caisses de bois de chêne, un peu plus profondes et plus larges que les plaques dont on se sert, et l'on en recouvre le fond d'une couche de mastic d'environ 4 à 5 millimètres d'épaisseur (*a*). On applique, au moyen d'un peu de mastic, une première plaque contre la paroi intérieure de l'extrémité CC' de la caisse (pl. XIX, fig. 2); puis on

(*a*) Composition du mastic : 4 parties de brique pilée, 3 de résine et une de cire jaune.

Digitized by Google

plonge dans un bain de mastic le tube de verre recourbé (pl. XIX, fig. 3), et on le pose le long des bords inférieurs et latéraux de la plaque contenue dans la caisse. (*Voyez* le tube sur la plaque, pl. XIX, fig. 4.) On prend ensuite une seconde plaque, on enduit ses bords latéraux et inférieurs de mastic, et on l'applique contre le tube, parfaitement en regard de la première, de manière que la surface cuivre de l'une corresponde à la surface zinc de l'autre; on pose sur cette nouvelle plaque un second tube, et ainsi de suite, ayant soin de disposer tous les tubes et toutes les plaques sur des plans parallèles, et à égale distance des bords de la caisse; au moyen de cette disposition, il reste entre les parois de la caisse et les parties latérales de chaque élément deux espaces vides dans lesquels on coule du mastic pour consolider tout l'appareil. L'épaisseur des plaques de zinc doit être trois à quatre fois aussi grande que celle des plaques de cuivre; elles doivent avoir toutes environ 12 centimètres de haut sur six centimètres de large. Chaque caisse n'en doit contenir à-peu-près que 120 ou 125, afin qu'on puisse la transporter aisément; et qu'en général la manœuvre en soit facile. (*Voyez* pl. XIX, fig. 2.)

C C′ C″ C‴, caisse en bois.

D D′, plaque de zinc.

E E′, plaque de cuivre soudée à la plaque *D D′* de zinc.

I I′, tube de verre imprégné de mastic pour séparer le premier élément du second et former l'auge *O O′*.

T T′ T″ T‴, mastic coulé entre les parois de la caisse et les plaques.

69 *bis. Construction d'une pile à plaques rectangulaires, mises en contact par leurs extrémités et arquées.* Cette construction est si simple qu'on la concevra de suite en jetant un coup-d'œil sur la planche VII *bis*, qui la re-

Digitized by Google

présente. L'explication des figures se trouve d'ailleurs à l'article *Pile*, dans l'explication générale des vases et ustensiles, placée à la fin du dernier volume, par ordre alphabétique. Une pile ainsi construite a l'avantage d'offrir plus de surface au liquide excitateur, et de produire, toutes choses égales d'ailleurs, des effets de fusion et de combustion beaucoup plus grands que l'autre.

70. Après avoir exposé comment une pile se monte, disons la manière de la faire agir sur les corps, et quelle est l'action qu'elle exerce sur eux. Pour cela, supposons d'abord qu'elle soit en contact par le pôle cuivre avec le réservoir commun; tous les autres élémens deviendront positifs, ainsi que nous l'avons vu précédemment. Si alors on établit une communication entre le pôle zinc dont la tension est très-grande, et le pôle cuivre dont la tension est nulle, par un conducteur parfait, tel qu'un fil métallique, le pôle zinc ou positif cédera une portion de son fluide au pôle cuivre, et en enlèvera à l'élément immédiatement au-dessous, qui lui-même deviendra capable d'en enlever à l'élément suivant, et ainsi de suite jusqu'au pôle cuivre; de sorte que le fluide circulera sans cesse du pôle positif au pôle négatif par le fil métallique, et du pôle négatif au pôle positif par les élémens et le liquide conducteur qui les sépare. Or, comme il passera plus vite du pôle zinc au pôle cuivre par le fil métallique que d'un élément à l'autre par le liquide qui les sépare, il s'ensuivra que les pôles seront au même degré de tension; quant aux élémens de la pile, ils s'en rapprocheront plus ou moins, selon que le liquide interposé sera plus ou moins bon conducteur. Mais si, au lieu de faire communiquer les deux pôles par un fil métallique on les fait communiquer par un corps qui conduise beaucoup moins bien le fluide électrique que le liquide qu'on interpose entre les élémens, le fluide électrique passera bien moins

Digitized by Google

vite du pôle zinc au pôle cuivre que du pôle cuivre au pôle zinc; en sorte que la pile sera presque dans le même état que s'il n'y avait point de conducteur. Il est évident que ces divers phénomènes se reproduiront dans le cas où, établissant la communication entre les pôles, on mettra le pôle zinc, et non le pôle cuivre, en communication avec le réservoir commun : seulement alors le fluide ira par les conducteurs du pôle négatif au pôle positif, et par l'intérieur de la pile du pôle positif au pôle négatif, c'est-à-dire que la circulation sera tout-à-fait inverse de la précédente. Enfin, si l'on suppose que la pile soit isolée, il y aura deux courans, l'un de fluide positif, qui tendra à aller du pôle zinc au pôle cuivre, et l'autre de fluide négatif, qui tendra à aller du pôle cuivre au pôle zinc : de là la manière de faire agir la pile sur les corps.

71. *Manière de faire agir la pile sur les corps.*—Pour faire agir la pile voltaïque sur un corps, on adapte deux gros fils ou conducteurs métalliques, tantôt en laiton et tantôt en platine, l'un à son pôle positif et l'autre à son pôle négatif; l'on remplit presqu'entièrement les auges de la pile d'acide nitrique du commerce, étendu de quatorze à quinze fois son poids d'eau, et l'on met en contact le corps sur lequel l'action doit avoir lieu, d'une part avec l'extrémité du fil positif, et de l'autre avec l'extrémité du fil négatif, de telle sorte que ces fils ne se touchent pas, et qu'ils soient distans, le plus souvent seulement, de quelques millimètres. Toutes choses égales d'ailleurs, l'action sera d'autant plus grande que la distance entre les fils sera plus petite et la communication métallique mieux établie. On rapproche les fils à volonté sans détourner le fluide ou recevoir de commotion, en saisissant ces fils avec les mains bien sèches, ou mieux avec deux tubes de verre, à travers lesquels on les fait passer. Quant à la commnnication, elle ne s'établit bien qu'en soudant chaque fil, l'un au pôle zinc, et l'autre au pôle cuivre, ou à des lames de laiton qui

Digitized by Google

plongent dans les auges extrêmes de la pile. (*Voy.* pl. XIX, fig. 2).

PP, pile. *FF'*, fils plongeant d'une part dans l'eau de la capsule *M*, et de l'autre dans les auges extrêmes de la pile, par le moyen de plaques de laiton auxquelles ils sont soudés. On voit, fig. 5, l'un de ces fils soudé à une plaque.

72. Il arrive quelquefois qu'une seule pile n'est pas capable de produire l'effet qu'on désire : alors on en réunit plusieurs, et l'ensemble prend le nom de *batterie*. La réunion de plusieurs piles se fait d'une manière très-simple, au moyen d'un fil de laiton terminé par deux plaques métalliques ordinairement de laiton, qu'on fait plonger, l'une dans l'auge positive de la première pile, et l'autre dans l'auge négative de la seconde; car, au moyen de cette disposition, il est évident que les deux piles sont dans le même cas que si elles n'en faisaient qu'une, puisqu'elles font suite l'une à l'autre. On peut en réunir ainsi trois, quatre, cinq ou un plus grand nombre. D'ailleurs, on s'y prend de la même manière que nous l'avons dit tout-à-l'heure pour les faire agir sur un corps : seulement les fils, qui doivent porter le fluide au corps, partent, l'un du pôle négatif de la première, et l'autre du pôle positif de la dernière (*Voyez* pl. XIX, fig. 6, trois piles réunies ensemble).

CC', conducteurs qui établissent une communication, le premier entre la pile *AA'* et la pile *BB'*, et le second entre la pile *BB'* et la pile *DD'*.

HH', autres conducteurs partant des pôles de la batterie pour faire agir cette batterie sur les différens corps.

M, fig. 7, conducteur dont la plaque *P*, vue de face, plonge dans l'auge extrême de la pile *AA'*, et dont la plaque *P'*, vue de côté, plonge dans l'auge extrême de la pile *BB'*.

Digitized by Google

A mesure que l'acide agit sur le cuivre ou sur le zinc, la pile perd de sa force : c'est pourquoi il faut le renouveler de temps en temps. Pour cela, lorsque les piles sont semblables à celles que nous avons décrites (69), elles doivent être vidées en les retournant sens dessus dessous, rétablies dans leur première position, et remplies d'acide : après quoi, l'expérience étant achevée, on les vide de nouveau, on les lave à plusieurs reprises, et on les tient renversées pour les égoutter, afin que les plaques discontinuent d'agir et de s'altérer. Mais lorsqu'elles sont comme celles dont nous avons parlé en dernier lieu, il est plus commode, pour entretenir leur action, de verser de temps en temps un peu d'acide concentré dans les vases où plongent les plaques ; et pour la faire cesser, il suffit de retirer les plaques des vases, de les mettre dans l'eau pendant quelque temps, et de les tenir ensuite suspendues dans l'air.

73. *Action de la pile sur les corps.* — La pile est sans action sur les corps qui ne sont pas conducteurs du fluide électrique, tels que les gaz, le soufre solide, les huiles, les graisses, le verre, la peau bien sèche, etc. ; du moins ce ne serait qu'autant que les fils seraient assez rapprochés pour permettre au fluide de passer d'un fil à l'autre sous forme d'étincelle, qu'alors elle pourrait être capable d'agir sur eux. Elle a une action plus ou moins marquée, au contraire, sur les corps qui sont conducteurs de ce fluide; elle tend à échauffer, à fondre et même à gazéifier ceux de ces corps qui sont simples, et à séparer en outre les élémens de ceux qui sont composés.

1°. Que l'on attache un fil de fer très-fin à l'extrémité de l'un des fils de laiton ou de platine adaptés aux pôles d'une forte batterie composée de larges plaques, par exemple, au pôle zinc; que l'on remplisse les auges d'acide; qu'alors on mette en contact le fil de fer avec le fil de laiton du pôle cuivre, et tout-à-coup l'on verra, ainsi que

Digitized by Google

je l'ai observé avec M. Hachette (*Annales de Chimie*), le fil de fer rougir seulement s'il est placé dans le gaz azote, et brûler rapidement s'il est placé dans l'air ou dans le gaz oxigène. Cet effet sera d'autant plus sensible que les plaques seront plus grandes, et que le fil de fer sera d'un plus petit diamètre : par conséquent, si ce fil était suffisamment gros, il ne s'échaufferait pas sensiblement : c'est que, dans ce cas, tout le fluide pourrait passer à la surface du fil, au lieu que, dans l'autre, la surface du fil étant bien moindre et ne suffisant point à son passage, il pénétrerait dans l'intérieur et en dégagerait, dit-on, le calorique (*a*). La batterie voltaïque agit donc de la même manière qu'une batterie ordinaire de bouteilles de Leyde : aussi une pile n'est-elle autre chose qu'une bouteille de Leyde qui aurait la propriété de se recharger d'elle-même aussitôt qu'elle serait déchargée.

2°. Que l'on substitue le charbon au fer, la pile étant très-forte, isolée, et le charbon placé dans le vide, celui-ci deviendra incandescent, et restera lumineux pendant long-temps.

De cette expérience, qui est la même que la précédente, à la durée près, sir Humphry Davy, à qui elle est due, a conclu que le calorique pourrait fort bien n'être qu'un composé du fluide positif et du fluide négatif.

3°. La peau bien sèche conduisant mal le fluide électrique, il en résulte qu'en établissant une communication entre les deux pôles d'une pile avec les doigts sans les mouiller, on ne la décharge qu'en partie, et l'on ne reçoit qu'une faible commotion; mais si l'on commence par les

(*a*) M. Children est celui qui a obtenu les plus grands effets de fusion, de vaporisation et de combustion; ses expériences sont publiées dans les *Annales de Chimie*, tom. XCVI, pag. 120. Nous les rapporterons en traitant des métaux (131 *bis*).

Digitized by Google

imprégner d'un liquide très-conducteur, par exemple, d'une dissolution acide; et si, saisissant alors deux corps métalliques, l'on se sert de ceux-ci pour établir la communication, la pile se décharge tout-à-coup, et donne une vive commotion qui s'étend plus ou moins dans les organes, et qui devient continue, parce que le fluide électrique circule sans cesse à travers les bras d'un pôle à l'autre.

74. La pile élève la température des corps composés, de même que celle des corps simples; mais comment en opère-t-elle la décomposition? C'est ce qu'il nous faut actuellement rechercher, et ce que nous allons exposer d'après M. Grotthuss (*Annales de Chimie*, tome LVIII, page 54.)

Si l'on met en contact les extrémités de deux fils de platine adaptés aux pôles d'une pile en activité, avec un corps qui puisse être décomposé par cette pile, tout-à-coup les molécules constituantes des particules placées entre le pôle positif et le pôle négatif se polariseront, c'est-à-dire que leur fluide électrique naturel se décomposera, et que les unes deviendront positives, et se mettront en regard du pôle négatif; tandis que les autres deviendront négatives, et se mettront en regard du pôle positif. Supposons qu'il n'y ait que cinq particules entre ces deux pôles, et que chaque particule soit composée de deux molécules; représentons par A la molécule positive et par B la molécule négative de la première; par A' la molécule positive, et par B la molécule négative de la seconde, etc.; il en résultera l'arrangement qu'on observe (pl. XIX, fig. 8), où le pôle positif est désigné par la lettre P, et le pôle négatif par la lettre N. Or, le fil négatif attirant toutes les molécules A et repoussant toutes les molécules B, et le fil positif attirant au contraire toutes les molécules B et repoussant toutes les molécules A, il arrivera que celles-ci se rendront successivement à l'extrémité du fil négatif, en même temps

Digitized by Google

que celles-là se rendront à l'extrémité du fil positif; mais, dans ce trajet, une molécule quelconque négative ne deviendra libre qu'après s'être combinée momentanément et successivement avec toutes les molécules positives qu'elle rencontrera sur son passage; et réciproquement, une molécule quelconque, électrisée positivement, se combinera avec toutes les molécules électrisées négativement, en présence desquelles elle se trouvera. La molécule B, par exemple, en quittant la molécule A, se combinera avec la molécule A', puis l'abandonnera pour se combiner avec la molécule A'', dont elle se séparera pour s'unir avec la molécule A'''; elle arrivera ainsi jusqu'au fil positif, où, dégagée de toute combinaison, elle apparaîtra avec toutes ses propriétés caractéristiques. Il en sera de même de toute autre molécule que l'on considerera : ainsi, la molécule A^{iv}, en quittant la molécule B^{iv}, qui la suit, se combinera avec la molécule B''', etc., etc.; d'où l'on voit que les molécules A^{iv} et B, poussées dans un sens opposé par des forces égales, se combineront à égale distance des deux pôles.

Supposons actuellement qu'au lieu de placer cinq particules entre les deux pôles, il y en ait une infinité; il est évident qu'à mesure que celles qui seront dans le courant du fluide se décomposeront, elles seront remplacées par d'autres, et qu'ainsi l'on pourra opérer la décomposition d'une quantité donnée d'un corps, pourvu toutefois que la pile soit toujours en action.

Tous les phénomènes dont nous venons de parler seront également produits dans le cas où l'un des pôles de la pile sera en contact avec le réservoir commun. Alors il n'y aura, à la vérité, qu'un pôle attractif et répulsif; mais sa force sera double de ce qu'elle serait si la pile était isolée. En effet, considérons une pile isolée et formée de six élémens ou douze plaques; le pôle cuivre sera — 3, et le pôle zinc

Digitized by Google

+ 3 (66). Que l'on mette en communication l'un de ces pôles avec le réservoir commun, ce pôle deviendra o, et l'autre deviendra + 6 ou — 6, suivant qu'on aura établi la communication par le pôle cuivre ou le pôle zinc.

75. Pour rendre la théorie que nous venons d'exposer plus claire, faisons-en l'application à la décomposition de l'eau. L'eau est un composé de deux corps qui, étant libres, sont gazeux, et qui ont reçu, l'un le nom d'*oxigène*, et l'autre celui d'*hydrogène*. Si l'on soumet ce liquide à l'action de la pile, l'oxigène se rendra à l'extrémité du fil positif, et l'hydrogène à l'extrémité du fil négatif. Par conséquent, les particules d'eau se polariseront, de manière que leurs molécules d'oxigène deviendront négatives, et que leurs molécules d'hydrogène deviendront positives; les premières seront donc représentés par *A*, et les autres par *B*. (*Voyez* pl. XIX, fig. 8).

Or, l'hydrogène ne se combine presque avec aucun métal, tandis que l'oxigène se combine avec tous, excepté l'or, le platine et quelques autres, et forme avec eux des composés solides : par conséquent l'hydrogène se dégagera presque toujours à l'état de gaz à l'extrémité du fil négatif, et l'oxigène ne se dégagera à cet état, à l'extrémité du fil positif, que dans le cas où l'on emploiera des fils d'or ou de platine, etc. On fera facilement cette expérience de manière à recueillir les gaz, en fermant le sommet du pavillon et du bec d'un entonnoir en verre avec un bouchon, à travers lequel passeront, sans se toucher, les deux fils d'or négatif et positif; recouvrant le bouchon intérieurement et extérieurement de cire à cacheter; remplissant l'entonnoir d'eau à moitié, et disposant au-dessus des deux fils, qui devront être saillans d'environ 4 millimètres, deux petites cloches pleines d'eau. (*Voyez* pl. XIX, fig. 9.)

Digitized by Google

Si la pile est forte, et si l'eau contient surtout un peu de sel, ou plutôt d'acide, ce qui augmente beaucoup sa conductibilité, on apercevra une vive effervescence au bout de chaque fil. Les gaz auxquels l'effervescence sera due se rassembleront au haut de la cloche, qui, par ce moyen, se videra peu à peu d'eau, et se remplira à mesure d'oxigène ou d'hydrogène.

76. On doit voir évidemment, d'après ce qui précède, que la décomposition d'un corps par la pile dépend du rapport qu'il y a entre l'affinité réciproque des principes de ce corps et la propriété qu'ils ont de se constituer dans des états opposés d'électricité plus ou moins grands; que, par conséquent, il est possible qu'il y ait des corps que la pile soit capable de désunir, quoiqu'ayant beaucoup d'affinité, et qu'il y en ait d'autres qu'elle ne puisse pas désunir, quoiqu'en ayant très-peu : l'eau est un exemple du premier cas. De là on doit sentir combien il serait important de connaître la propriété qu'ont les corps de devenir plus ou moins positifs ou négatifs les uns par rapport aux autres. Malheureusement, on n'a point encore fait toutes les observations désirables à cet égard. Voici, d'après M. Berzelius, l'ordre dans lequel les corps simples se suivent à-peu-près, en les rangeant de telle manière que l'un de ces corps soit positif à l'égard de ceux qui le précèdent, et négatif à l'égard de ceux qui le suivent.

1. Oxigène.
2. Soufre.
3. Azote.
4. Radical de l'acide fluorique.
5. Phosphore.
6. Sélénium.
7. Arsenic.
8. Molybdène.
9. Chrôme.
10. Tungstène.
11. Bore.
12. Carbone.
13. Antimoine.
14. Tellure.
15. Tantale.
16. Titane.

Digitized by Google

17. Silicium.
18. Osmium.
19. Hydrogène.
—
20. Or.
21. Iridium.
22. Rhodium.
23. Platine.
24. Palladium.
25. Mercure.
26. Argent.
27. Cuivre.
28. Nickel.
29. Cobalt.
30. Bismuth.
31. Etain.
32. Zirconium.
33. Plomb.
34. Cérium.
35. Urane.
36. Fer.
37. Cadmium.
38. Zinc.
39. Manganèse.
40. Aluminium.
41. Yttrium.
42. Glucinium.
43. Magnésium.
44. Calcium.
45. Strontium.
46. Barium.
47. Sodium.
48. Potassium.

On sait de plus :

1°. Qu'à cette liste il faut ajouter le chlore et l'iode, et les placer immédiatement après l'oxigène.

2°. Qu'il s'en faut beaucoup qu'il y ait la même différence pour les propriétés électro-chimiques entre deux corps quelconques placés l'un après l'autre dans la série : aussi cette différence, qui est quelquefois très-grande entre deux corps, est-elle à peine sensible entre deux autres. Par exemple, le soufre est bien plus positif relativement à l'oxigène que ne l'est le cuivre relativement à l'argent.

3°. Qu'un acide est toujours négatif par rapport à une base salifiable, de telle sorte que si, après les avoir unis, on les soumet à l'action de la pile, la base se rendra au pôle négatif, et l'acide au pôle positif, à moins que la base ou l'acide même ne soit capable d'être décomposé par le courant électrique : le sulfate de protoxide de po-

Digitized by Google

tassium est dans le premier cas, et le sulfate d'oxide d'argent dans le second. L'acide et l'oxigène de l'oxide d'argent se trouvent transportés au pôle positif; l'argent seul se rassemble au pôle négatif; tandis que l'acide et l'oxide du sulfate de potassium ne subissant aucune décomposition se comportent comme nous l'avons dit d'abord.

4°. Que non-seulement les corps simples compris dans la première partie de la série sont négatifs par rapport à ceux qui sont compris dans la seconde qui commence par l'or, mais encore qu'il en est de même des corps oxigénés que peuvent produire ces deux classes de corps les uns à l'égard des autres, et que c'est pour cela sans doute que les oxides de la première, quand ils se combinent avec ceux de la seconde, jouent toujours le rôle d'acides.

5°. Qu'il paraît enfin que quand deux corps sont capables de se combiner, l'un peut toujours devenir positif et l'autre toujours négatif, placés convenablement dans le courant du fluide de la pile, et que la différence entre leur état électrique est très-grande quand ils ont beaucoup d'affinité réciproque. Or, comme deux corps électrisés différemment s'attirent, on pourrait croire, comme l'a le premier observé M. Davy, que l'affinité chimique ne dépend que de la force électrique.

M. Berzelius a fait valoir, en faveur de cette opinion, plusieurs considérations importantes; mais il est deux objections bien fortes que le célèbre chimiste de Suède ne s'est pas dissimulées : la première, c'est que si l'affinité chimique ne dépendait que de la force électrique, il en résulterait, par exemple, que l'oxigène devrait avoir d'autant plus d'affinité pour un corps combustible que ce corps se rapprocherait plus du dernier de la série, et pourtant il paraît qu'il n'en est point ainsi dans un grand nombre de cas; la

Digitized by Google

deuxième, c'est que, dans cette hypothèse, il serait difficile de concevoir l'adhérence intime et durable que contractent les molécules par l'effet de la combinaison, puisqu'il y a lieu de croire qu'au moment où celle-ci se produit les fluides se neutralisent, et que dès-lors les moyens mécaniques devraient suffire pour séparer les molécules, ce qui n'est pas. D'après cela, tout en admettant les forces électriques, nous continuerons d'admettre aussi l'affinité proprement dite, telle que nous l'avons définie précédemment. (*Voyez* l'ouvrage de M. Berzelius, intitulé : *Essai sur la théorie des proportions chimiques*, p. 56.)

77. Beaucoup de recherches ont été faites sur la manière d'agir du liquide excitateur. Pour s'en faire une idée, il faut d'abord observer quelles sont les altérations qu'il fait éprouver aux métaux qui constituent la pile. Ces altérations varient en raison de la nature du liquide. Si c'est de l'eau seule, elle se décompose lentement; les deux principes dont elle est formée se séparent; son oxigène s'unit au zinc, et son hydrogène se dégage à l'état de gaz. Si c'est de l'eau chargée de sel, ou d'acide sulfurique, d'acide hydro-chlorique, elle se décompose encore, et donne lieu, comme dans le cas précédent, à de l'oxide de zinc et à du gaz hydrogène; mais sa décomposition est rapide, surtout avec l'acide sulfurique; et l'oxide reste dissous en partie dans le sel, et en totalité dans l'acide. Enfin, si c'est de l'eau unie à de l'acide nitrique, les deux métaux sont attaqués et dissous : le zinc très-fortement, le cuivre faiblement; et de là résulte beaucoup de nitrate de zinc, un peu de nitrate de cuivre, tous deux solubles dans le liquide, et du gaz oxide d'azote qui se dégage. Or, la pile fournit bien plus d'électricité, dans un temps donné, lorsque l'action chimique est grande que quand elle est faible; et l'on vient de faire voir,

Digitized by Google

comme nous le dirons tout-à-l'heure, que, toutes les fois que les acides s'unissent aux bases ou dissolvent les métaux, il se produit des quantités d'électricité très-sensibles au multiplicateur de Schweigger. (*Voyez* plus loin 77 *ter.*) Il paraît donc démontré d'après cela que l'électricité provient en partie de l'action chimique. Beaucoup de physiciens pensent même actuellement que celle-ci est plus puissante que l'action due au contact des deux métaux formant chaque élément.

Telles sont les notions que nous avons cru devoir donner actuellement sur les phénomènes chimiques que nous présente la pile. Ces notions sont imparfaites, sans doute; mais nous les étendrons et nous les compléterons autant que possible, en faisant l'histoire des diverses espèces où plutôt des divers genres de corps. C'est dans les excellens mémoires de MM. Hisinger, Berzelius, Davy, que nous puiserons tout ce que nous nous proposons de dire à cet égard. (*Ann. de Chim.*, t. LI, p. 167; t. LXIII, p. 172 et 225; et t. LXXXVI, p. 146 et 225.)

DU FLUIDE MAGNÉTIQUE.

77 *bis.* On désigne par le nom de *fluide magnétique* la cause qui donne à un aimant, soit naturel, soit artificiel, la propriété de se diriger d'un côté vers le pôle nord, et de l'autre vers le pôle sud; de s'incliner vers le premier de ces pôles dans l'hémisphère boréal, et vers le second dans l'hémisphère austral, et de ne pencher d'aucun côté dans certains lieux qui forment ce qu'on appelle l'*équateur magnétique*; d'attirer, par sa partie tournée vers le nord, la partie d'un autre aimant tournée vers le midi, et de repousser, au contraire, la partie nord de cet aimant, etc. Quoique l'étude de propriétés aussi extraordinaires soit d'un grand intérêt, nous ne nous en occuperons point, parce qu'elles appartiennent tout en-

Digitized by Google

tières à la physique ; nous ne ferons que nommer le fluide magnétique, pour lui assigner le rang qu'il doit tenir dans notre classification chimique ; ou du moins, nous observerons seulement qu'il n'y a que trois corps simples qui soient capables d'être attirés par l'aimant, savoir : le fer, le nickel, le cobalt ; que le fer possède cette propriété à un plus haut degré que les autres ; qu'elle est modifiée et quelquefois détruite dans ces métaux par leurs combinaisons avec beaucoup d'autres corps, et particulièrement avec le soufre, l'arsenic, l'oxigène ; que l'aimant naturel ou qu'on trouve dans le sein de la terre, est une mine d'oxide de fer ; que les aimans artificiels, tels que les aiguilles, les barreaux aimantés, etc., sont en acier et formés de fer et de carbone ; qu'on se sert quelquefois du barreau aimanté pour séparer le fer pur ou légèrement oxidé, des autres corps.

De l'Electro-magnétisme.

77 *ter*. L'électricité mise en mouvement par la pile de Volta, et qui exerce, comme nous venons de le voir, des actions si puissantes pour séparer les élémens des corps, produit encore un autre genre d'action, dont la connaissance a jeté une grande lumière sur les lois de la physique et de la chimie. C'est au savant professeur Œrsted que nous en devons l'importante découverte. Quand on a joint les deux pôles de la pile par un fil de métal, et que la circulation de l'électricité est parfaitement établie, on a ce qu'on appelle un courant électrique. On a aussi des courans pareils, mais instantanés, quand on fait passer dans un corps conducteur la décharge d'une batterie, ou celle d'une bouteille de Leyde, ou même quand ce conducteur établit simplement la communication entre un corps électrisé et le sol. Si à un de

Digitized by Google

ces courans, et surtout à celui de la pile, qui est le plus énergique, on présente parallèlement un corps aimanté, par exemple, une aiguille de boussole, elle se tourne et s'agite, et éprouve une action très-marquée : donc l'électricité en mouvement agit à distance sur les corps magnétiques, et c'est une action bien étonnante que celle de ces deux fluides impondérables, qui n'agissent jamais l'un sur l'autre dans l'état de repos. Pour reconnaître la direction des forces qui produisent ce phénomène, il faut neutraliser avec des barreaux convenablement placés l'action que la terre exerce sur l'aiguille : alors on trouve qu'elle se dirige toujours perpendiculairement au courant, mais en croix avec lui, la moitié boréale à droite et la moitié australe à gauche (*a*).

Il résulte de là que la vraie direction de la force est perpendiculaire en même temps au courant et à la plus courte distance qui existe entre lui et le pôle ; qu'elle passe par le pôle, et qu'elle tend vers la gauche du courant si le pôle est austral, et vers sa droite s'il est boréal. Il en résulte encore une autre conséquence bien remarquable, c'est que si le courant n'agissait que sur un seul pôle, et que celui-ci fût parfaitement libre de se mouvoir, il tournerait autour du courant d'un mouvement continu. C'est ce qui arrive en effet quand on dispose un appareil où ces conditions sont remplies. Les propositions inverses sont également vraies, savoir qu'un pôle d'un aimant dirige un courant mobile, ou le fait tourner autour de lui d'un mouvement continu, s'il est convenablement disposé.

La terre pouvant, par ses actions magnétiques, être assi-

(*a*) Supposant un homme couché dans le courant, ses pieds du côté du zinc de la pile, la tête du côté du cuivre et la face tournée vers le milieu de l'aiguille, sa droite et sa gauche seront la droite et la gauche du courant.

Digitized by Google

mêlée à un aimant, doit produire et produit en effet les mêmes phénomènes; elle dirige les courans électriques, ou les fait tourner exactement comme le fait un aimant. On doit à M. Ampère une autre découverte fondamentale qui se lie aux précédentes, et qui est une nouvelle donnée sur les rapports qui existent entre l'électricité et le magnétisme : c'est que les courans électriques exercent l'un sur l'autre une action réciproque : ils s'attirent quand ils vont dans le même sens et se repoussent quand ils vont en sens contraire. Ils peuvent aussi, quand on leur donne une forme et une disposition convenables, se diriger l'un l'autre ou se faire tourner d'un mouvement continu; enfin ils reproduisent par ce genre d'action tous les phénomènes que présentent les aimans, soit quand ils agissent l'un sur l'autre, soit quand ils sont soumis à l'action des courans.

Nous n'entrerons pas dans de plus grands détails sur les phénomènes de cette espèce parce qu'ils sont plus particulièrement du ressort de la physique. Mais ils ont conduit à la découverte d'un instrument que nous devons faire connaître, parce qu'il est de tous les électroscopes le plus sensible et le plus commode pour découvrir la présence des plus faibles courans électriques, soit qu'ils proviennent de l'action électromotrice qui s'exerce au contact des métaux, soit qu'ils proviennent des actions chimiques que les corps exercent les uns sur les autres. Cet instrument s'appelle multiplicateur; il paraît que *Schweigger* est le premier qui en ait fait usage.

Il se compose 1°. d'un fil de métal long de 40 ou 50 mètres, d'un tiers ou d'un quart de millimètre de diamètre, et recouvert dans toute sa longueur d'un fil de soie qui s'enroule exactement sur lui; 2°. d'un petit cadre en bois de 8 ou 9 centimètres de long sur 5 ou 6 de haut. Au milieu du rectangle que forme le cadre on

Digitized by Google

suspend une aiguille aimantée avec des fils de soie, et sur son contour extérieur on enveloppe le fil de métal, en sorte qu'il fait 40, 50 ou même 100 tours, suivant sa longueur. (*Voyez* cet instrument, pl. XIV; sa description, article *M* de l'explication des planches, et pour plus de détails, *Ann. de Chim. et de Phys.*, tom. XXII, p. 358.)

Supposons maintenant qu'on fasse communiquer les deux extrémités du fil aux deux pôles d'une pile excessivement faible, alors le courant s'établira et traversera toute sa longueur, puisque la soie empêche qu'il n'y ait communication entre deux parties quelconques. Il est évident que les quatre côtés du rectangle que forme un tour du fil agissent dans le même sens pour faire tourner l'aiguille aimantée et qu'ainsi l'action est déjà quadruple de celle d'un seul courant, mais puisqu'il y a cent tours par hypothèse, on voit que l'action du multiplicateur sera environ quatre cent fois plus grande que celle du simple courant de la pile. Au lieu de supposer une pile dont les deux extrémités du fil joignent les pôles, qu'on suppose entre ces deux extrémités une source électrique quelconque positive à l'une et négative à l'autre, le même effet sera produit. Le courant s'établira dans le fil du multiplicateur, les mouvemens de l'aiguille accuseront sa présence, et le sens de ces mouvemens indiquera le sens du courant, et par conséquent l'espèce du fluide qui se développe à chaque extrémité du fil. Cet appareil est si sensible que si le fil qui le compose est de cuivre et qu'on touche avec une de ses extrémités une lame de zinc, et avec l'autre une feuille de papier brouillard humectée d'eau pure et étendue sur le zinc, l'aiguille aimantée se tourne à l'instant perpendiculairement au courant, et cela malgré l'action de la terre, même quand elle serait diamétralement opposée.

On peut employer cet appareil pour observer les phé-

Digitized by Google

nomènes *thermo-électriques*, dont la découverte toute récente est due au docteur Seebeck. Voici le fait principal qui a été communiqué à l'Académie des Sciences par M. Œrsted, au mois de décembre 1822. Si on a un circuit métallique exactement fermé, mais composé de deux métaux, par exemple, bismuth et cuivre, et que les deux soudures *A* et *B* soient à la même température, ou très-haute, ou très-basse, aucun phénomène électrique ne se manifeste; mais si on chauffe une des soudures, ou si on la refroidit, à l'instant un courant continu parcourt le circuit métallique et affecte une simple aiguille de boussole suspendue à une petite distance. Cet effet dure aussi long-temps que se soutient la différence de température. Deux métaux quelconques soumis à la même épreuve produisent le même phénomène; mais dans un grand nombre de cas il faut augmenter son énergie au moyen du multiplicateur pour la rendre sensible : rien n'est plus facile. Si, par exemple, le fil du multiplicateur est de cuivre et qu'on veuille essayer ce métal avec l'argent, on prend une lame ou un fil d'argent de quelques centimètres de longueur, on en soude une extrémité à l'un des fils de l'appareil et l'autre extrémité à l'autre fil, puis on change la température de l'une des soudures, et à l'instant l'aiguille se dirige : souvent la chaleur de la main suffit pour produire cet effet. Si le fil du multiplicateur étant de cuivre, on voulait essayer les effets thermo-électriques de deux autres métaux entre eux, par exemple, du zinc et de l'antimoine, on pourrait souder une lame de zinc à l'extrémité de chaque fil de l'appareil, et faire en sorte que les deux soudures soient bien exactement à la même température : alors les phénomènes sont les mêmes que si tout le fil était en zinc, et c'est entre les deux lames de ce métal qu'il faudrait souder le cylindre d'antimoine. On arrive ainsi à ce résultat général, que la force électromo-

Digitized by Google

trice qui s'exerce au contact des métaux suivant la loi de Volta, n'est pas une force constante, mais une force variable dont l'énergie change avec la température.

MM. Œrsted et Fourier ont eu l'idée d'accumuler l'électricité qui se développe ainsi, et de construire une véritable pile métallique : l'effet a répondu à leur attente en ce sens, que les quantités d'électricité d'un élément s'ajoutent bien à celles de l'élément voisin, et que l'aiguille éprouve des déviations croissantes avec le nombre des élémens; mais la tension de ces piles thermo-électriques est toujours si faible, qu'elles sont incapables de produire les moindres décompositions chimiques, et même que, pour transmettre les courans qu'elles donnent, un fil de platine un peu long n'est pas toujours un assez bon conducteur. (*Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XXII, p. 375.)

M. Becquerel a fait des expériences pour voir si deux pièces d'un même métal, prises à des températures différentes, ne se constitueraient pas dans des états électriques contraires; et c'est encore au moyen du multiplicateur qu'il a reconnu que même dans ce cas il y a de l'électricité qui se développe, et qu'ainsi on pourrait, à la rigueur, former une pile au moyen d'un seul métal, qui serait à des températures très-différentes en ses différens points.

Depuis long-temps on avait regardé l'électricité comme la cause primitive des phénomènes chimiques, et on avait essayé de recueillir celle qui pourrait se dégager au moment même des combinaisons; mais les expériences, telles qu'il était possible de les faire, ne suffisaient pas pour donner des résultats concluans; car si dans quelques cas très-rares on avait pu obtenir une électricité sensible, on ne pouvait pas le plus souvent en saisir la moindre trace. Les nouveaux moyens fournis par l'électro-magnétisme permettent de faire un pas de plus; et si nous sommes

Digitized by Google

encore fort éloignés de pouvoir expliquer le jeu des forces électriques dans les combinaisons, nous pouvons du moins constater qu'elles se développent, et par conséquent qu'elles agissent. Les premières expériences pour les rendre sensibles paraissent dues à M. Avogrado; il a constaté, au moyen du multiplicateur, que les métaux plongés dans l'acide nitrique dégagent de l'électricité, et que le sens du courant qui s'établit alors dépend du degré de concentration de l'acide et de la durée de l'action. D'après ces données, M. Œrsted a fait des expériences pareilles, et il est arrivé à ces résultats généraux (*Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XXII, p. 358) :

1°. Que quand on plonge les deux extrémités du fil du multiplicateur dans une dissolution acide ou alcaline, capable de l'attaquer, il y a toujours une action sur l'aiguille, et par conséquent un courant qui traverse toute la longueur du fil. 2°. Que le sens de ce courant est très-variable, qu'il est tantôt comme si l'électricité positive partait d'un des bouts du fil, et tantôt comme si elle partait de l'autre, et que le rebroussement du courant s'opère plusieurs fois dans une même expérience. 3°. Qu'il y a deux moyens de fixer la direction du courant sans qu'il puisse se retourner en sens contraire : le premier est de maintenir l'un des fils à une température plus haute que l'autre; le second est de tenir l'un des fils en repos et l'autre en agitation continuelle : ce second moyen est si efficace qu'il suffit d'arrêter le fil qui se mouvait, et d'agiter un peu celui qui était en repos, pour que le courant se retourne à l'instant.

Quand on veut agir sur un métal autre que celui qui compose le fil du multiplicateur, il suffit de souder à chaque bout de celui-ci une lame ou un fil du métal qu'on veut éprouver, et d'avoir grand soin de maintenir les soudures à la même température : alors on agit sur les deux extrémités libres des lames qu'on a soudées

Digitized by Google

comme on agissait sur les deux extrémités du fil du multiplicateur.

M. Becquerel a aussi de son côté fait les mêmes expériences avec un multiplicateur composé d'un fil de platine dont l'extrémité portait une pince et l'autre une cuiller du même métal; dans la cuiller, il mettait l'acide, et dans la pince le métal ou l'oxide qu'il voulait éprouver, en l'enveloppant toutefois avec une bande de papier mouillé, pour qu'il ne touche pas le platine de la pince. Il a publié tous les détails de ses expériences. (*Ann. de Chimie et de Phys.*, t. XXIII, p. 135 et 244.)

Le multiplicateur offre un moyen d'examiner la tendance électrique des différens corps, de distinguer ceux qui sont plus positifs de ceux qui sont plus négatifs, et d'établir enfin la série galvanique; mais il importe surtout de savoir démêler l'électricité développée au contact des métaux entr'eux, de celle qui est dégagée par l'action chimique du conducteur humide. Je dois à M. Pouillet les résultats suivans, qu'il a extraits d'un travail qui n'est pas encore publié.

Tableau des Tendances électriques de différens corps, où chacun est positif avec tous les suivans et négatif avec tous les précédens (*a*).

Zinc.....	V.	Soudure.	
Mercure		Plomb.	
Zinc.....	V.	Etain....	1 A.
Etain....		Mercure	10
Mercure		Bismuth	1 A.
Zinc.		Etain...	20
Plomb..	1 A.	Etain.	
Mercure	4	Caractères d'imprimerie.	
Alliage de d'Arcet.		Fer.	

(*a*) *V* indique que les proportions de l'alliage peuvent être très-variables, *A* que le composé est un alliage en proportions marquées par les nombres.

Digitized by Google

Suite du Tableau précédent.

Acier.	Etain..... 1 } A.
Antimoine 1 } A.	Antimoine 1 }
Fer..... 2 }	Mercure.
Bismuth 1 } A.	Sulfure de bismuth.
Mercure 4 }	Phosphure de cuivre.
Antimoine pur.	Antimoine.
Bismuth.	Plombagine.
Laiton.	Sulfure de cuivre.
Cuivre.	Sulfure de plomb.
Bronze.	Phosphure de fer.
Sulfure d'antimoine.	Argent.
Métal des cloches.	Or.
Arsenic.	Tellure.
Antimoine 1 } A.	Palladium.
Cuivre..... 2 }	Platine.

Il arrive souvent que la tension électrique produite par l'action chimique d'un conducteur humide sur un métal est plus forte que celle qui est produite par le contact de ce métal avec un autre. Ainsi l'acide sulfurique et l'acide nitrique donnent plus de tension lorsqu'ils agissent sur le zinc, que ce métal n'en donne quand il touche le plomb, l'argent, et plusieurs autres conducteurs. L'acide nitrique avec l'étain en donne plus aussi que l'étain avec le plomb; les alcalis en donnent plus avec l'antimoine que l'antimoine avec un grand nombre d'autres corps, etc., etc.

Il résulte de là que l'ordre précédent change avec la nature du conducteur humide qu'on emploie; car pour tel conducteur, c'est l'électricité développée au contact des métaux qui l'emporte, et qui détermine le sens du courant; pour tel autre conducteur, au contraire, c'est l'électricité dégagée par son action sur un des métaux qui devient prédominante, et qui change la direction primitive.

Ainsi l'étain semble passer avant le plomb quand le conducteur humide est l'acide sulfurique, ou l'acide

Digitized by Google

hydro-chlorique, ou la potasse. L'antimoine vient se placer avant l'acier, quand le conducteur humide est un alcali; et plusieurs autres corps de la série éprouvent des déplacemens plus ou moins considérables, suivant la nature du conducteur qu'on emploie. Mais en déterminant, autant qu'il est possible dans des expériences aussi délicates, les rapports de tension qui existent entre les électricités produites par les actions chimiques, et celles qui sont produites par les forces électromotrices ordinaires, on arrive à reconnaître d'une manière assez sûre que l'électricité développée au contact des métaux est celle qui l'emporte et qui agit sur l'aiguille, et qu'ainsi le tableau précédent ne présente pas de grandes erreurs dans la série qu'il renferme.

Au reste, une très-petite différence dans la composition des corps peut produire un effet sensible sur la place qu'il occupe : par exemple, l'antimoine pur ne diffère de l'antimoine du commerce que par une très-petite quantité de soufre, et on voit que ces deux corps sont cependant à une distance assez grande.

MM. Prevost et Dumas viennent d'employer le multiplicateur à un autre genre d'expériences extrêmement intéressant : ils ont cherché à découvrir s'il n'y avait pas dans les contractions musculaires quelques traces sensibles d'électricité. Les dissolutions acides ou alcalines produisant des courans par leur action sur les métaux et les autres conducteurs inorganiques, il était probable qu'elles en produiraient pareillement sur les substances animales. C'est en effet ce que l'on observe au moment où l'on met en contact un fragment de chair musculaire de cerveau ou de nerf avec un acide quelconque, avec un alcali caustique en dissolution dans l'eau, ou bien encore avec les chlorures métalliques. Ce sont les divers agens au moyen desquels Haller et ses disciples excitaient des contractions : ils y joignaient l'emploi d'un métal rouge de feu.

Digitized by Google

MM. Prevost et Dumas se sont assurés qu'à l'instant où il atteint la partie qu'on brûle il se manifeste un développement considérable d'électricité. Enfin la pression ou le pincement d'un nerf excite des contractions dans le muscle auquel il va se rendre, et ces physiologistes ont rendu fort probable que ces circonstances donnent lieu à un mouvement électrique. Ils n'ont point encore résolu la question quant aux contractions qui se manifestent sous l'influence de la volonté; mais il est permis d'espérer qu'ils y parviendront bientôt au moyen des combinaisons expérimentales dont ils sont occupés en ce moment.

Nous ajouterons quelques mots pour faire comprendre comment ces divers résultats peuvent servir à expliquer le phénomène des contractions musculaires. Nous savions depuis long-temps que le muscle se raccourcissait considérablement lorsqu'il était mis en jeu; mais les physiologistes déjà cités nous ont démontré les premiers que cet effet était dû à la flexion de la fibre musculaire, qui se replie en zigzag toutes les fois qu'elle se contracte. Ils ont vu de plus que les filamens nerveux se distribuaient perpendiculairement à la direction des fibres musculaires et passaient précisément au sommet des angles de flexion. Mais ces filamens ne se terminent pas dans le muscle, ils reviennent au contraire sur eux-mêmes en forme d'anse et vont rejoindre le tronc d'où ils étaient sortis. Celui-ci renferme par conséquent des conducteurs descendans et des conducteurs ascendans, ce qui explique pourquoi son action sur l'aiguille aimantée est toujours nulle. On conçoit très-bien, au moyen de ces notions, qu'à l'instant où l'électricité traverse le nerf, les filamens parallèles se rapprochent par l'action des courans dont ils sont les conducteurs, et déterminent ainsi la flexion des fibres musculaires auxquelles ils sont fixés, et le raccourcissement du muscle qui en est la conséquence.

Digitized by Google

LIVRE QUATRIÈME.

De l'Oxigène, de la Combustion et de la Flamme.

78. Propriétés *de l'oxigène.* — L'oxigène est un gaz sans couleur, sans odeur et sans saveur, dont la pesanteur spécifique est de 1,1026, celle de l'air étant prise pour unité (113). Soumis à une pression forte et subite, il s'échauffe et devient lumineux. La propriété de s'échauffer par la pression appartient à tous les gaz; mais, d'après M. Saissy, celle de dégager de la lumière par ce moyen n'appartiendrait qu'à l'oxigène, au chlore et à l'air; l'oxigène la posséderait à un plus haut degré que le chlore, et celui-ci à un plus haut degré que l'air: d'où il conclut que le calorique et la lumière sont deux fluides distincts. Ce qu'il y a de certain, c'est qu'en effet, par la pression, il se dégage bien plus de lumière du gaz oxigène que de l'air, et qu'il ne s'en dégage point, ou qu'il ne s'en dégage que très-peu des gaz acide carbonique, azote et hydrogène. Ces résultats se constatent facilement au moyen de l'appareil (pl. XXII, fig. 3). *A A'* est un cylindre creux de verre bien calibré, très-épais, et fermé en *A*; on le remplit, sous l'eau, des gaz que l'on vient de nommer; alors on adapte, sous l'eau même, le piston de cuir *B* à l'extrémité *A'* du cylindre; puis on enlève l'appareil; on le porte dans l'obscurité; on appuie d'une part la tige *C C'* sur un corps solide, et on abaisse vivement et fortement le corps de pompe *A A'*.

L'oxigène est de tous les gaz celui qui réfracte le moins

Digitized by Google

la lumière (114). N'étant pas composé, il ne peut être que dilaté par le calorique. Tous les corps simples peuvent se combiner avec lui, tantôt avec dégagement de calorique seulement, tantôt avec dégagement de calorique et de lumière (80). Il ne partage cette propriété si remarquable avec aucun autre corps; souvent même il se combine en diverses proportions, soit avec le même corps simple, soit avec deux, trois corps simples à la fois. De là résultent la plupart des phénomènes dont l'étude constitue celle de presque toute la chimie; et pour prouver dès à présent cette importante vérité, il nous suffira d'observer, 1°. que l'oxigène est l'un des élémens de l'air et de l'eau, des matières végétales et animales, et de presque tous les composés connus; 2°. que, seul, il peut entretenir la vie des animaux; que c'est par lui que l'air lui-même l'entretient, fait brûler le bois, le charbon, tous les combustibles, altère et rouille les métaux; 3°. en un mot, qu'à l'étude des propriétés de l'oxigène se rattache celle de tous les corps simples et composés. C'est pourquoi cette étude, qui a été si bien faite par Lavoisier, a produit une véritable révolution dans la science. En effet, avant cet illustre chimiste, on s'imaginait que les corps ne brûlaient qu'en laissant dégager un principe insaisissable, auquel on donnait le nom de *phlogistique*; d'où il suit qu'on devait alors regarder ces corps comme des combinaisons de *phlogistique* et de ceux que nous appelons aujourd'hui *oxides* ou *acides*. Toutes les fois que le phlogistique se dégageait d'un corps, il y avait combustion, et le corps cessait d'être combustible. Toutes les fois, au contraire, que le phlogistique était absorbé par un corps incombustible, celui-ci devenait combustible. Mais s'il en avait été ainsi, les corps n'auraient point augmenté de poids dans la combustion, et auraient dû brûler aussi bien sans air qu'avec le contact de l'air: or,

Digitized by Google

c'est ce qui n'a pas lieu : donc cette théorie est erronée. Cependant elle fait beaucoup d'honneur à Stahl, qui en est l'auteur ; et l'on serait tenté de dire que cette grande erreur mérite d'être mise au rang des grandes découvertes, parce que, d'une part, elle a servi de lien aux faits épars dont se composait alors la chimie, et qu'elle lui a donné le caractère d'une véritable science ; et parce que, de l'autre, si Stahl, au lieu de supposer que le phlogistique se dégageait des corps combustibles, avait supposé qu'il était absorbé par eux, le phlogistique n'aurait été autre chose que l'oxigène.

Les quantités d'oxigène qui s'unissent avec un même corps combustible, étant entr'elles en rapport simple et étant bien déterminées, le Dr Wollaston a formé, pour comparer facilement la composition des acides, des oxides, des sels, une table de nombre appelés *nombres proportionnels*, table que l'on a étendue ensuite aux autres combinaisons.

Dans cette table on prend, en général, un poids de corps combustible tel que ce corps se combine avec 10 d'oxigène pour passer au premier degré d'oxidation.

Par conséquent, la quantité du corps combustible est constante ; les quantités d'oxigène seules varient et deviennent ordinairement des multiples du nombre 10. Nous citerons comme exemple les cinq combinaisons de l'azote avec l'oxigène, où la quantité d'azote sera représentée par 17,58, et les quantités d'oxigène par 10, 2 fois 10, 3 fois 10, 4 fois 10, 5 fois 10. De là il est évident que l'on peut dire et l'on dit en effet que ces composés contiennent, savoir :

Le protoxide·····	1 proportion d'azote et	1 proportion d'oxigène.
Le deutoxide·····	1 *idem*·····	2 *idem*.
Le 1er acide nitreux	1 *idem*·····	3 *idem*.
Le 2e acide nitreux	1 *idem*·····	4 *idem*.
L'acide nitrique···	1 *idem*·····	5 *idem*.

Digitized by Google

Plusieurs exceptions essentielles sont à noter; on les trouvera dans la table *des nombres proportionnels* que contient le dernier volume, et qu'il est essentiel de lire pour avoir une idée nette *de ces nombres*.

Extraction. —C'est du peroxide de manganèse ou oxide de manganèse du commerce (521) que l'oxigène s'extrait par le procédé que nous allons décrire. Prenez de l'oxide exempt de carbonate (*a*); pulvérisez-le dans un mortier de fer ou de laiton; remplissez-en presqu'entièrement une cornue de grès au col de laquelle vous adapterez un tube de verre recourbé *BB'*, par le moyen d'un bouchon troué (pl. III, fig. 1); placez-la sur deux barres de fer, dans le laboratoire *DD'* d'un fourneau à réverbère *EE*, de manière que le tube de verre qu'elle porte plonge sous l'entonnoir renversé de la table d'une cuve pneumatique *FF'* pleine d'eau. (Voyez, *Description des Planches*, article *Flacons de Woulf*, comment il faut s'y prendre pour monter un appareil.) Cela fait, portez peu à peu la cornue jusqu'au rouge, en mettant successivement dans ce fourneau, soit par la porte du foyer, soit par la cheminée *I* du

(*a*) Il n'en contiendra pas si, réduit en poudre et mis en contact avec de l'acide nitrique ou hydro-chlorique un peu étendu d'eau, il n'offre aucune effervescence : tel est ordinairement celui qui est cristallisé en aiguilles brillantes. Mais s'il se produit une effervescence sensible, c'est un indice certain de la présence du carbonate. Dans le cas où l'on voudrait se servir d'un oxide de cette nature, il faudrait auparavant l'agiter en poudre dans une terrine avec un excès d'acide hydro-chlorique du commerce étendu d'eau. Le carbonate se décomposera en très-peu de temps; et l'on sera certain que la décomposition sera achevée, et que tout l'acide carbonique sera dégagé, lorsqu'il n'y aura plus de dégagement de bulles, même en renouvelant l'acide. Il suffira alors de décanter la liqueur, de laver deux à trois fois l'oxide à grande eau, et de le faire sécher. Par ce moyen, l'oxide ne contenant plus de carbonate, et par conséquent ne pouvant plus donner de gaz carbonique à une haute température, sera tout aussi propre que l'oxide naturellement pur à la préparation de l'oxigène.

Digitized by Google

réverbère, très-peu de charbon incandescent, et au contraire beaucoup de charbon noir. D'abord il ne se dégagera que de l'air à l'extrémité du tube *BB'*; mais lorsque l'oxide sera près de la chaleur rouge, il commencera à se dégager du gaz oxigène. Vous en laisserez perdre environ un litre : alors celui qui passera pouvant être regardé comme pur, vous le recueillerez. A cet effet, vous mettrez un flacon renversé et plein d'eau ou une cloche semblable à la cloche *M*, sur la table de la cuve, au-dessus du trou de l'entonnoir, sous lequel le tube *BB'* s'engage; et lorsque l'un des vases sera plein de gaz, vous le remplacerez par un autre plein d'eau. Il est nécessaire que le feu soit toujours assez fort pour que le dégagement du gaz soit continuel. C'est pourquoi il ne faut pas attendre que ce dégagement se ralentisse pour remettre du charbon dans le fourneau, parce que le charbon étant froid, diminuerait la température, suspendrait la décomposition du peroxide, et produirait peut-être une absorption, c'est-à-dire, l'introduction de l'eau de la cuve par le tube de verre dans la cornue (112), et par conséquent sa fracture. Vous pourrez regarder l'opération comme faite lorsque, le fourneau étant plein de feu, il ne se dégagera presque plus de gaz. Alors laissez refroidir peu à peu la cornue, pour qu'elle ne casse pas; mais auparavant enlevez-en le tube pour qu'il n'y ait pas d'absorption, à moins que ce tube ne soit de sûreté (112). Un kilog. de peroxide de manganèse vous donnera environ 40 à 50 litres de gaz oxigène; par là, le peroxide passera, en partie du moins, à l'état de deutoxide; d'où il suit que la chaleur ne sera point assez forte pour décomposer celui-ci (522).

Il est facile de se rendre compte des phénomènes que présente l'extraction de l'oxigène du peroxide de manganèse. En élevant la température de cet oxide, on éloigne, dans chaque particule, les molécules de manganèse des

Digitized by Google

molécules d'oxigène ; mais bientôt il y a une certaine quantité de celles-ci hors de leur sphère d'attraction : or, comme l'oxigène est naturellement à l'état de gaz, elles doivent prendre la forme gazeuse, et par conséquent se dégager. Si donc les molécules d'oxigène du deutoxide ne se dégagent pas à la température qui suffit pour dégager les molécules d'oxigène du peroxide, c'est qu'à cette température elles ne sont point encore assez distantes du métal qui les retient.

Le gaz oxigène peut encore être extrait facilement du peroxide de manganèse en traitant celui-ci par l'acide sulfurique, à une douce chaleur (686), ou du chlorate de potasse, en chauffant ce sel dans une petite cornue de verre (962). Dans tous les cas, pour qu'il soit pur, il faut qu'il possède la propriété d'absorber le double de son volume de gaz hydrogène (87 *bis*).

Usages. — Les usages du gaz oxigène sont extrêmement multipliés ; c'est ce que l'on peut prévoir d'après ce que nous avons dit précédemment ; nous ne les exposerons pas ici, parce que l'oxigène pur n'est jamais employé, si ce n'est dans quelques opérations de chimie : nous n'en parlerons qu'à l'article *Air*, fluide d'où l'on tire presque tout le gaz oxigène qu'on fait agir sur les corps.

Historique. — Quoique le gaz oxigène soit si répandu dans la nature et quoiqu'il y joue un si grand rôle, il n'est connu que depuis cinquante ans : c'est à Priestley que la découverte en est due ; il la fit en 1774. Schéele le découvrit de son côté presqu'en même temps que Priestley, et Lavoisier en étudia les combinaisons avec une rare sagacité. Différens noms furent d'abord donnés à ce gaz. Quelques chimistes l'appelèrent, avec Priestley, *air déphlogistiqué* ; d'autres, avec Schéele, *air du feu* ; d'autres *air vital*, *air pur*, *air éminemment respirable*. Tous ces noms disparurent lors de la réforme de la nomenclature ;

Digitized by Google

on leur substitua celui d'*oxigène*, qui signifie *j'engendre acide*, parce qu'on croyait que tous les acides contenaient de l'oxigène, et ne différaient les uns des autres que par la nature des corps combustibles qui entraient dans leur composition, et que, par cette raison, on proposa d'appeler *radicaux des acides*. Mais ce nom est devenu lui-même impropre depuis qu'il est démontré qu'il existe des acides formés seulement de corps combustibles : nouvelles preuves de l'avantage qu'il y aurait à donner des noms insignifians aux corps simples.

Action sur l'économie animale. — Le gaz oxigène est le seul gaz qui puisse entretenir la vie des animaux : cependant il paraît que, quand il est pur, il produit dans les organes pulmonaires une si grande excitation, qu'il y aurait du danger à le respirer pendant long-temps : aussi l'air atmosphérique contient-il près des quatre cinquièmes de son volume d'azote, et l'action de celui-ci dans la respiration consiste-t-elle principalement à modérer celle de l'oxigène. Le fait suivant est une preuve de cette excitation. Trois hommes en pénétrant dans une fosse d'aisances qui venait d'être vidée, furent asphyxiés par le gaz hydrogène sulfuré qui s'y trouvait. Retirés de la fosse, ils furent portés du marché des Innocens, où l'accident avait eu lieu, à l'Hôtel-Dieu de Paris. Deux moururent en route, et le troisième y arriva si faible, qu'il n'avait plus la force de soulever ses membres. L'on ne savait que lui administrer. Il y avait par hasard une vessie pleine de gaz oxigène ; on lui fit respirer ce gaz ; il se mit à l'instant sur son séant, mais pour retomber bientôt et expirer.

Il est probable qu'on l'aurait rappelé à la vie si on lui avait fait respirer un peu de chlore mêlé à beaucoup d'air. (*Voy.* l'article *Hydrogène sulfuré*) (433).

Digitized by Google

DE LA COMBUSTION.

79. Nous entendons par *combustion* un phénomène dans lequel l'oxigène se combine avec un corps quelconque. Comme tous les corps simples peuvent se combiner avec l'oxigène, il s'ensuit qu'ils peuvent tous produire la combustion, ou qu'ils sont tous combustibles. La combustion a toujours lieu avec dégagement de calorique, et quelquefois avec dégagement de lumière; jamais elle n'a lieu avec dégagement de lumière sans dégagement de calorique. Il est important de concevoir la cause de ces phénomènes, d'autant plus qu'une fois conçue il sera facile d'en faire des applications à tous les cas où, au moment d'une combinaison quelconque, il y aura production de chaleur et de lumière. Rapportons d'abord ce qui a été dit à ce sujet dans la seconde édition de cet ouvrage, comme étant l'expression de la théorie adoptée jusque dans ces derniers temps; nous ferons ensuite connaître les observations qui nécessitent de la modifier presqu'entièrement.

80. « Nous avons vu, ai-je dit dans cette édition, que » les molécules des corps n'étaient tenues à distance les » unes des autres que par le calorique, et que quand elles » se rapprochaient par une cause quelconque, il y avait toujours un dégagement de calorique plus ou moins grand. » Or, lorsqu'un corps combustible se combine avec l'oxigène, il y a toujours rapprochement entre les molécules » des deux corps; il doit donc toujours y avoir dégagement » de calorique. Mais nous avons admis que la lumière » n'était qu'une modification du calorique : il est donc » possible qu'une portion de calorique qui se dégage dans » la combustion devienne lumière. D'une autre part, l'expérience prouve que cette transformation ne saurait avoir » lieu qu'à la température d'environ 550 à 600°, car ce

Digitized by Google

» n'est qu'à cette chaleur que les corps sont lumineux.
» Par conséquent l'on voit, comme nous l'avons déjà dit,
» qu'il n'existe pas de combustion avec dégagement de
» lumière sans dégagement de calorique, et qu'elle doit
» toujours avoir lieu, tantôt avec dégagement de calorique
» seulement, tantôt avec dégagement de calorique et de
» lumière.

» Est-ce du corps combustible ou de l'oxigène que pro-
» vient le dégagement de calorique? Pour le prévoir jus-
» qu'à un certain point, il faut considérer l'état du corps
» combustible, celui de l'oxigène et du corps brûlé. En
» effet, on a prouvé qu'un corps contenait plus de calo-
» rique à l'état de gaz qu'à l'état liquide, et plus à l'état
» liquide qu'à l'état solide. D'après cela, si le corps com-
» bustible est solide, et si l'oxigène est gazeux, le calo-
» rique dégagé proviendra probablement de l'oxigène,
» quel que soit l'état du corps brûlé; tandis qu'il provien-
» dra de l'un et de l'autre dans le cas où l'oxigène et le
» corps combustible seront tous deux à l'état de gaz. Mais
» comme tous les corps combustibles simples sont solides,
» excepté l'hydrogène, le chlore, l'azote et le mercure; et
» comme, parmi les corps combustibles composés, le plus
» grand nombre est à l'état solide, il s'ensuit que, le plus
» souvent, le calorique qui se dégage dans la combustion
» provient de l'oxigène. Il serait possible cependant qu'en-
» core bien que le corps combustible fût solide et l'oxigène
» gazeux, une portion de calorique, mais très-petite, provînt
» de ce corps : c'est ce qui aurait lieu si l'affinité de l'oxigène
» pour le corps combustible était très-grande. Dans tous
» les cas, la quantité de calorique qu'un corps en brûlant
» laissera dégager dépendra de ces quatre causes, c'est-à-
» dire, de l'état de l'oxigène, de l'état du corps combus-
» tible, de l'affinité plus ou moins grande de ce corps pour
» l'oxigène, de l'état du corps brûlé, et de deux autres;

Digitized by Google

» savoir, de la capacité du corps combustible pour l'oxi-
» gène, et de la différence de capacité pour le calorique
» entre ces deux corps et le corps brûlé. En effet, cette
» dernière cause est aussi évidente que les quatre pre-
» mières, et la cinquième ne l'est pas moins, car plus le
» corps brûlé contiendra d'oxigène, et plus il se déga-
» gera de calorique au moment de sa formation, toutes
» choses égales d'ailleurs.

» 80 *bis*. Faisons maintenant des applications de cette
» théorie à la combustion de différens corps. Prenons d'a-
» bord pour exemple la combustion comparative du fer
» dans le gaz oxigène pur, et dans l'air, qui est un mé-
» lange de 0,21 de gaz oxigène et de 0,79 de gaz azote.

» *Combustion du fer dans le gaz oxigène.* — Que
» l'on prenne un ressort de montre dont l'élasticité ait
» été détruite par la chaleur rouge, et dont les extrémités
» battues aient été coupées avec des ciseaux de manière à
» être terminées en pointe; qu'on le roule en spirale;
» qu'on attache un peu d'amadou à son extrémité effi-
» lée, et qu'on le suspende par l'autre à un bouchon de
» grosseur convenable : alors en allumant l'amadou, et
» plongeant le ressort dans un grand flacon plein de gaz
» oxigène, l'amadou brûle, le fer s'oxide, s'enflamme;
» une combustion des plus vives a lieu; il se dégage tant
» de lumière que l'œil en est ébloui; des globules fondus
» de fer oxidé tombent, et sont si chauds qu'ils pénètrent
» dans la substance même du flacon (*a*). S'il y a assez
» d'oxigène, en moins d'une minute le ressort est con-
» sumé.

(*a*) Ces globules opèrent souvent la fracture du flacon : on l'évite en laissant une couche d'eau assez épaisse dans le flacon. Il faut aussi ménager une issue entre le goulot du flacon et le bouchon, pour que le gaz puisse s'échapper : autrement le bouchon pourrait être projeté au commencement de l'expérience par l'expansion du gaz.

Digitized by Google

» D'où vient le calorique qui se dégage? Du gaz oxi-
» gène, car le fer est solide et l'oxigène gazeux. Pourquoi
» se dégage-t-il tant de calorique? Parce que l'oxigène a
» beaucoup d'affinité pour le fer, que l'oxide de fer
» est solide, et que l'oxide de fer qui se forme con-
» tient beaucoup d'oxigène. Enfin pourquoi se dégage-t-
» il tant de lumière? Parce qu'il y a beaucoup de gaz
» oxigène absorbé en peu de temps, et que la chaleur
» produite ou l'élévation de température est très-grande.

» Mais comment se fait-il qu'en exposant le fer à l'air,
» à la température ordinaire, il finisse par s'oxider tout
» entier et même plus qu'en le brûlant dans le gaz oxi-
» gène, sans que sa température augmente sensiblement?
» C'est que l'absorption de l'oxigène est si lente, que la
» chaleur produite à chaque instant est insensible.

» 81. *Prenons pour second exemple la combustion*
» *du gaz hydrogène.*

» Le gaz hydrogène est de tous les corps combustibles
» celui qui produit le plus de chaleur et de lumière.
» Faites un mélange de 2 parties de ce gaz et d'une d'oxi-
» gène; comprimez-les fortement dans un réservoir en
» cuivre; puis donnez-leur issue par un tube d'un dia-
» mètre capillaire, et allumez le jet de gaz; vous élèverez
» assez la température pour fondre et décomposer des corps
» que vous essaieriez vainement de fondre et de décom-
» poser d'une autre manière. Les causes en sont évidentes:
» l'hydrogène est gazeux; il absorbe plus de sept fois son
» poids d'oxigène; ces deux gaz, en se combinant, se
» liquéfient; ils ont une grande affinité réciproque; enfin
» la combustion est très-rapide: donc le degré de cha-
» leur qu'ils produisent doit être très-élevé. (*Voyez* plus
» loin, pag. 152.)

» Mais si, au lieu de mettre l'hydrogène et l'oxigène en
» contact à l'état de gaz, on les présente l'un à l'autre déjà

Digitized by Google

» combinés avec quelqu'autre corps, et s'ils peuvent rompre leur combinaison respective pour s'unir ensemble, il » sera possible qu'il n'y ait plus de dégagement de lumière, » et que même il ne se dégage presque plus de calorique » au moment de leur union. C'est ce qui aura lieu si, en se » combinant avec les corps auxquels ils sont unis, ils ont » éprouvé un grand degré de condensation. Nous aurons » très-souvent occasion d'observer par la suite des phénomènes de ce genre, surtout en faisant agir l'hydrogène » sulfuré sur les oxides métalliques libres ou unis aux » acides (494 et 715).

» 81 *bis*. *Prenons pour troisième et dernier exemple* » *la combustion du mercure.*

» Lorsqu'on porte du mercure à un degré voisin de » l'ébullition, dans un matras ouvert, il s'oxide peu à » peu, et l'on peut obtenir facilement en quelques jours » plusieurs grammes d'un oxide qui est rouge. Cependant il n'y a point dégagement de lumière : c'est que » la combustion est très-lente, et que l'affinité de l'oxigène pour le mercure n'est pas très-forte, en sorte que, » dans l'oxide de mercure, l'oxigène retient encore beaucoup de calorique : aussi cet oxide est-il capable de faire » brûler avec lumière quelques corps combustibles. Nous » voyons donc que, dans cet oxide, la cohésion est assez » forte pour que le composé soit solide, mais que les » molécules d'oxigène et de mercure ne s'attirent point » assez pour qu'il en résulte un grand rapprochement » entre elles, et par conséquent pour qu'il y ait un grand » dégagement de calorique. Les oxides d'argent, d'or, etc., » sont dans le même cas.

» D'autres corps, et particulièrement l'acide carbonique, » sont dans un cas contraire. L'affinité des molécules de cet » acide est très-grande, car il est très-difficile de le décomposer. La cohésion est nulle, car il est gazeux (6).

Digitized by Google

» 82. Après avoir examiné d'où provient le dégage-
» ment de calorique qui accompagne toujours la combus-
» tion, il conviendrait de rechercher d'où provient aussi
» celui qui se dégage toutes les fois que deux corps se
» combinent intimement. Mais pour peu que l'on réflé-
» chisse, il sera facile de voir que toutes les questions
» que l'on peut faire à ce sujet sont analogues à celle
» que nous venons de considérer d'une manière parti-
» culière. »

83. C'est ainsi qu'on s'est toujours rendu compte, depuis Lavoisier, de la production de chaleur et de lumière qui a lieu au moment de la combustion et des combinaisons que peuvent former les différens corps entr'eux. Mais cette théorie, en ce qui concerne la production de la chaleur, ne peut plus se soutenir aujourd'hui; car, pour la concilier avec les faits, on serait forcé d'admettre, comme le font remarquer MM. Dulong et Petit, la supposition trop invraisemblable que la chaleur existe dans les corps sous deux états très-différens, et que celle qu'on regarde comme unie aux particules matérielles est entièrement indépendante des chaleurs spécifiques, puisque, assez souvent, les composés ont autant de capacité pour le calorique que leurs principes constituans, et que cet effet s'observe même lorsque ceux-ci sont gazeux, et que les composés sont solides ou liquides (tom. 1, pag. 118). Or, comme l'on sait qu'en combinant le fluide électrique positif avec le fluide négatif, il en résulte un grand dégagement de chaleur (73), et qu'il paraît que tous les corps, au moment de la combinaison, sont dans un état opposé d'électricité, n'est-il-pas probable que la majeure partie de la chaleur qui se développe est due à cette dernière cause? Ce serait donc le fluide de l'un qui s'unirait au fluide de l'autre, et qui produirait assez de chaleur pour rendre le composé incandescent, y compris toutefois celle

Digitized by Google

qui pourrait provenir, dans quelques circonstances, des causes précédemment indiquées, c'est-à-dire de la condensation des élémens, etc. (*V.* le *Mémoire* de MM. Dulong et Petit, *Annales de Chimie et de Physique*, t. x, p. 395; et l'*Essai sur la Théorie des Proportions chimiques* de M. Berzelius, p. 56.)

De la Flamme.

84. M. Davy a fait il y a quelques années des observations trop importantes sur la flamme pour les passer sous silence. Nous en présenterons les principaux résultats d'une manière sommaire, et, autant que possible, d'après les propres expressions de l'auteur. (*Ann. de Chimie et de Physique*, tome I, III et IV.) (*a*).

1er. La flamme, dit M. Davy, est une matière gazeuse chauffée au point d'être lumineuse, et dont la température surpasse la chaleur blanche des corps solides; on le démontre en faisant voir que l'air, sans être lumineux, peut communiquer ce degré de chaleur : prenez un fil fin de platine; tenez-le à un vingtième de pouce environ de la flamme d'une lampe à esprit-de-vin, avec l'attention de cacher cette flamme par un corps opaque; le fil deviendra blanc par l'effet de la chaleur, quoiqu'il soit dans un lieu

(*a*) La découverte que vient de faire M. Dobereiner de la propriété qu'a le platine de favoriser singulièrement la combinaison de l'hydrogène avec l'oxigène, et même de l'opérer à la température ordinaire, nous mettra peut-être bien dans le cas de modifier les articles 1er, 2e et 5e de ce que nous allons dire sur la flamme. Nous croyons ne devoir faire aucun changement aujourd'hui, dans la crainte d'aller au-delà de la vérité. Nous attendrons les résultats de nouvelles expériences entreprises pour découvrir la cause d'un fait aussi extraordinaire. Ces résultats et toutes les conséquences qu'on en pourra déduire se trouveront dans le dernier volume, au chapitre des additions. Nous ne saurions trop engager nos lecteurs à en prendre connaissance.

Digitized by Google

où il n'y a pas de lumière visible. (*Ann. de Chimie et de Physique*, tome IV, p. 337.)

2°. On sait depuis long-temps que l'hydrogène et le chlore, l'oxigène et les métaux, sont capables de se combiner lentement, et sans dégagement de lumière, au-dessous de la chaleur rouge. Beaucoup d'autres substances doivent être dans ce cas : nous citerons particulièrement les mélanges d'oxigène et d'hydrogène, d'oxigène et d'hydrogène carboné. Or, la température de la flamme étant bien plus élevée que celle qui est nécessaire pour l'ignition des corps solides, l'on conçoit qu'il ne doit pas être impossible de rendre incandescens certains corps en les chauffant presque jusqu'au point où ils le deviennent, et les plongeant ensuite dans le mélange d'un gaz inflammable et d'oxigène ou d'air : le mélange ne prendra pas feu, parce que la température sera trop faible pour rendre les gaz lumineux ; mais il y aura assez de chaleur dégagée par la combinaison lente de l'oxigène avec le gaz inflammable, là où sera placé le corps, pour porter celui-ci jusqu'à l'ignition : tel est le phénomène que présente effectivement un fil fin de platine ou de palladium. Mettez un peu d'éther dans un verre à pied ; chauffez à la flamme d'une lampe à alcool un fil de platine de $\frac{1}{60}$ ou $\frac{1}{70}$ de pouce de diamètre, roulé en spirale et attaché par la partie supérieure à un disque de carton ; plongez ce fil dans le verre en plaçant le carton sur celui-ci : il deviendra resplendissant, presque d'un rouge blanc dans quelques-unes de ses parties, et il continuera ainsi d'être rouge tant qu'il y aura une quantité suffisante de vapeur et d'air. Lorsque le fil est très-fin ; lorsqu'il n'a, par exemple, que $\frac{1}{80}$ de pouce de diamètre environ, la chaleur dans les mélanges très-combustibles, tels que ceux d'hydrogène et d'oxigène, augmente au point de les faire détoner. (*Ann. de Chimie et de Physique*, tome IV, p. 347.)

Digitized by Google

Il est une autre manière encore de faire l'expérience : c'est de placer verticalement la spirale de fil de platine à l'extrémité de la mèche d'une lampe à alcool, de manière que le fil dépasse un peu la mèche ; on allume la lampe, quelques secondes après on souffle dessus pour l'éteindre, et le fil, dans toute la partie qui ne touche point la mèche, reste incandescent. L'incandescence peut se soutenir pendant des jours entiers, au point que cette sorte de lampe peut servir de veilleuse.

3e. La lumière de la flamme n'est intense qu'autant qu'elle est en contact avec une matière solide et fixe. Que l'on brûle du soufre, du gaz hydrogène, du gaz oxide de carbone, etc., dans l'air ou dans le gaz oxigène, et l'on n'obtiendra qu'une faible lumière; mais si l'on place de l'oxide de zinc, de l'amianthe, ou une gaze métallique, au milieu de leur flamme, celle-ci prendra tout de suite beaucoup d'éclat. (*Ann. de Chimie et de Physique*, tome III, p. 132.)

L'on concevra d'après cela pourquoi la lumière qui provient de la combustion du zinc et du phosphore dans le gaz oxigène est si vive, tandis que celle qui est due à la combustion du soufre est si faible. Il sera facile également d'expliquer comment il se fait que la flamme d'un courant de gaz hydrogène carboné brûlant dans l'atmosphère est très-brillante, et qu'elle devient faible et pâle lorsque le gaz se trouve mêlé avec une certaine quantité d'air : c'est que dans le premier cas, il se dépose dans l'intérieur du courant un peu de charbon, et qu'il ne s'en dépose pas dans le second.

4e. La flamme ne peut passer, à la température ordinaire, à travers une toile métallique très-serrée ; cette toile en refroidit le gaz de manière à réduire sa chaleur au-dessous du degré auquel il est lumineux, et à s'opposer à la combustion de celui qui n'est pas encore brûlé : aussi,

Digitized by Google

lorsque l'on place une toile métallique d'une manière horizontale, immédiatement au-dessus de la pointe de la flamme d'une bougie, et qu'on l'abaisse peu à peu, en résulte-t-il bientôt un cône tronqué de lumière, dont l'axe et les parties environnantes sont obscures parce que la combustion n'a lieu qu'à l'extérieur, et dont les bords sont évasés.

La diminution de température doit être proportionnelle à la petitesse des ouvertures du tissu et à la masse du métal; et le pouvoir du tissu sur la flamme doit dépendre de la chaleur nécessaire pour produire la combustion, comparée à celle qui est acquise par le tissu même. Par conséquent la flamme des substances les plus combustibles et la flamme de celles qui dégagent le plus de calorique dans la combustion, passeront au travers d'un tissu métallique qui intercepterà la flamme des substances moins combustibles, ou celle des corps qui dégagent peu de calorique en brûlant; ou bien le tissu étant le même et imperméable à toutes les flammes, à la température ordinaire, celles des substances les plus combustibles et des corps qui produisent le plus de chaleur, passeront plus promptement au travers du tissu lorsqu'il aura été chauffé, et chaque flamme le traversera à un différent degré de température: c'est ce que démontrent les expériences suivantes:

Une toile de 100 ouvertures par pouce carré, faite de fil d'un soixantième de pouce d'épaisseur, laisse passer, à la température ordinaire, la flamme du gaz hydrogène, mais ne laisse passer celle d'une lampe à esprit-de-vin qu'autant que le fil de la toile est fortement chauffé. Une toile qui, chauffée au rouge, n'intercepte pas la flamme de l'hydrogène, arrête encore celle de l'hydrogène per-carboné. Une toile échauffée, qui permettrait la combustion d'un mélange de gaz hydrogène per-carboné et d'air, ne transmettrait pas celle d'un mélange d'air et de gaz inflammable des mines

Digitized by Google

de charbon de terre. Un fil de fer de $\frac{1}{8}$ de pouce, chauffé jusqu'au rouge cerise, enflamme le gaz hydrogène per-carboné et le gaz hydrogène; mais lorsqu'il n'a que $\frac{1}{40}$ de pouce, il cesse d'enflammer le premier, tandis qu'il enflamme encore très-bien le second. Pour que celui-ci puisse être enflammé par un fil de $\frac{1}{500}$ de pouce, il faut que ce fil soit chauffé jusqu'au blanc, quoique, à peine rouge, il puisse allumer le gaz hydrogène proto-phosphoré. Enfin, un fil de fer de $\frac{1}{40}$ de pouce, chauffé même jusqu'au blanc, ne saurait allumer l'air inflammable des mines. (*Annales de Chimie et de Physique*, t. IV, p. 338.)

Ces observations ont conduit M. Davy à la découverte d'une lampe de sûreté fort importante. L'on sait que dans les mines de charbon de terre il se dégage de temps en temps une certaine quantité de gaz hydrogène carboné qui, venant à se mêler avec l'air, forme un mélange détonnant par le contact des corps enflammés; que de telles explosions ne se renouvellent que trop souvent au sein de ces mines, et que nombre d'ouvriers en ont été victimes. Or, pour prévenir ces accidens, il suffit, d'après ce qui précède, de placer la lumière destinée à éclairer le mineur dans une petite lampe dont les *jours* sont recouverts d'une toile métallique très-fine. C'est ce que M. Davy a fait avec le plus grand succès. La cage de la lampe étant cylindrique, son diamètre ne doit pas surpasser deux pouces. Le fil peut être de fer et avoir de $\frac{1}{40}$ à $\frac{1}{60}$ de pouce de diamètre. Cette lampe, excepté dans la partie inférieure où l'on place la lumière, peut être à jour; quelques montans en gros fils de fer servent à maintenir la toile, qui contient par pouce carré environ 750 ouvertures. (*Ann. de Chim. et de Phys.*, tom. I, pag. 136 et 329; tom. IV, pag. 353.)

L'on conçoit encore, et toujours d'après ce qui vient d'être dit, que, quoique le mélange d'hydrogène et d'oxi-

Digitized by Google

gène s'embrase et détonne tout-à-coup, dans un vase ouvert, par le contact d'un corps enflammé, il est possible de le brûler peu à peu sans explosion. Il ne s'agira pour cela que de comprimer fortement le mélange, au moyen d'une pompe aspirante et foulante, dans un réservoir en cuivre, de donner issue au gaz par un tube d'un diamètre capillaire, lequel n'est pas perméable à la flamme, et d'allumer le jet qui en résultera. Aussi le docteur Clarke s'est-il servi avec succès de cet appareil, qui ressemble au chalumeau de Brook, pour obtenir, par la combustion de 2 volumes de gaz hydrogène et de 1 d'oxigène, une chaleur bien supérieure à celle que l'on connaissait. Seulement, pour rendre le chalumeau plus sûr et moins sujet à détonner, il l'a disposé de manière que le gaz est forcé, avant de se rendre dans le tuyau capillaire, de traverser une couche d'huile et une toile métallique très-fine. Depuis, on a conseillé avec raison d'augmenter le nombre des toiles et de le porter jusqu'à 100 à 150. (*Voyez* l'explication des planches, dernier volume, article *Chalumeau.*)

5°. La flamme provenant d'un jet de gaz auquel on met le feu s'éteint toujours dans un air plus ou moins raréfié par une moindre pression. Du gaz hydrogène qui se dégageait lentement d'une fiole surmontée d'un tube de verre, ayant été allumé à l'orifice étroit de ce tube, et l'appareil ayant été introduit sous le récipient d'une machine pneumatique qui contenait 200 à 300 pouces cubes d'air, l'on vit la flamme, dont la hauteur était d'un sixième de pouce, s'élargir d'abord à mesure que l'on faisait le vide, puis diminuer, et enfin disparaître lorsque la pression devint sept à huit fois plus petite, ou que l'air fut sept ou huit fois plus rare qu'il n'était primitivement. C'est que dans une atmosphère trop raréfiée, il ne se produit plus assez de chaleur pour entretenir la combustion. En effet, un fil de

Digitized by Google

platine fut roulé en spirale à l'extrémité du tube de verre, de manière à être placé dans le corps de la flamme et au-dessus. On alluma le jet de gaz, qui, comme dans l'expérience précédente, fournissait une flamme d'un sixième de pouce de hauteur, et l'on fit le vide. Le fil de platine ne tarda pas à s'échauffer jusqu'au blanc au centre de la flamme, et l'on en vit même fondre un petit bout près du sommet : il resta blanc jusqu'à ce que la raréfaction fût sextuple. Il continua d'être rouge dans la partie supérieure, la raréfaction étant décuple, et pendant tout le temps qu'il fut d'un rouge obscur, le gaz, quoiqu'éteint au-dessous, brûla dans l'endroit où il était en contact avec le fil échauffé. La combustion cessa lorsque la raréfaction fut devenue treize fois plus grande.

Il paraît donc que la flamme de l'hydrogène ne s'éteint, dans des atmosphères raréfiées, que lorsqu'elle est incapable de communiquer au fil de platine une ignition visible. Or, comme c'est là le degré de chaleur nécessaire pour l'inflammation de l'hydrogène dans l'air, à la pression ordinaire, sa combustibilité n'est ni diminuée ni augmentée par la raréfaction qui vient d'une moindre pression, la température étant supposée la même.

D'après cette manière de voir, il s'ensuivrait que, parmi les autres corps combustibles, ceux qui exigent le moins de chaleur pour leur combustion doivent brûler dans un air plus raréfié que ceux qui en exigent davantage, et que ceux qui produisent beaucoup de chaleur dans leur combustion doivent, toutes circonstances égales d'ailleurs, brûler dans un air plus raréfié que ceux qui en produisent peu : c'est ce que confirment toutes les expériences faites jusqu'à présent. (*Ann. de Chimie et de Physique*, t. IV, p. 262.)

6e. L'expansion par la chaleur, loin de diminuer la combustibilité des gaz, les rend, au contraire, capables de

Digitized by Google

faire explosion ou de s'enflammer à une température plus basse ; ce qui semble naturel, puisqu'une partie de la chaleur dégagée d'un corps enflammé doit être employée à élever la température environnante. Dans ce cas, par exemple, un mélange d'hydrogène et d'oxigène s'enflamme dans le verre un peu au-dessous de la chaleur rouge. (*Ann. de Chimie et de Physique*, t. IV, p. 270.)

7°. Lorsqu'un mélange de gaz est capable de s'enflammer subitement et de détonner par une étincelle électrique ou par un corps en combustion, on prévient toujours l'inflammation par l'addition d'une certaine quantité d'un gaz quelconque. Dans tous les cas, les mélanges explosifs ou les corps inflammables qui demandent le moins de chaleur pour entrer en combustion sont ceux qui exigent, pour qu'elle n'ait pas lieu, le plus de substance gazeuse, et *vice versâ*. C'est ainsi qu'un volume de chlore et un volume d'hydrogène s'enflamment encore lorsqu'on les mêle avec dix-huit fois leur volume d'oxigène ; tandis qu'un mélange d'un volume d'hydrogène proto-carboné et de deux volumes d'oxigène cesse de pouvoir s'enflammer après y avoir ajouté trois volumes d'oxigène. La densité des gaz et leur capacité pour le calorique influent sans doute beaucoup sur ces phénomènes ; mais il est probable que ce ne sont pas les seules causes influentes, car le protoxide d'azote, qui est presqu'un tiers plus dense que l'oxigène, et qui, suivant MM. de la Roche et Bérard, a une plus grande capacité pour le calorique, dans le rapport de 1,3503 à 0,9765 en volume, a moins de pouvoir que ce dernier pour empêcher l'explosion ; tandis que l'hydrogène en a, au contraire, un plus grand, quoiqu'il soit seize fois plus léger que l'oxigène, et que, sous le même volume, il ait certainement une plus petite capacité pour le calorique. (*Ann. de Chim. et de Phys.*, t. IV, p. 276.)

Digitized by Google

LIVRE CINQUIÈME.

Des Corps combustibles simples.

85. Les combustibles simples sont des corps qui, jusqu'à présent, n'ont pu être décomposés, et qui ont la propriété de se combiner avec l'oxigène, en donnant naissance à des oxides ou des acides. On en compte cinquante-un, non compris le radical présumé de l'acide fluorique (*a*). Nous consacrerons deux chapitres à l'étude de ces corps : dans le premier, se trouveront placés les combustibles simples non métalliques ; et dans le second, les métaux.

CHAPITRE PREMIER.

DES CORPS COMBUSTIBLES SIMPLES NON MÉTALLIQUES.

85 *bis*. Les corps combustibles simples non métalliques sont au nombre de neuf, savoir : l'hydrogène, le bore, le carbone, le phosphore, le soufre, le sélénium, l'iode, le chlore et l'azote. Trois d'entre eux, l'hydrogène, le chlore et l'azote, sont toujours à l'état de gaz, à toutes les températures connues ; les six autres, à la température ordinaire, sont toujours à l'état solide : parmi ceux-ci, le phosphore, le soufre, le sélénium et l'iode sont fusibles et volatils, tandis que le bore et le carbone sont infusibles et fixes. Aucun

(*a*) M. Ampère, à cause de la grande action que doit avoir ce radical sur les autres corps, a proposé de l'appeler *phtore*, nom tiré d'un mot grec qui signifie *délétère*, qui a la force de *ruiner*, de *détruire*, de *corrompre*. Les chimistes qui en ont parlé l'ont désigné par le nom de *fluor*.

Digitized by Google

n'a d'action sur le gaz oxigène, à la température de l'atmosphère. Le chlore, l'iode et l'azote n'en ont même aucune sur ce gaz, à une température élevée; mais l'hydrogène, le bore, le carbone, le phosphore, le soufre et le sélénium sont capables, au contraire, de l'absorber et de brûler avec chaleur et lumière.

Pour examiner ces corps, rangeons-les, autant que possible, dans l'ordre suivant lequel ils tendent en général à se combiner avec l'oxigène. Cet ordre, pour les six premiers, paraît être le même que celui dans lequel nous les avons nommés précédemment, en plaçant toutefois l'hydrogène et le bore sur le même rang. Les trois derniers ont certainement beaucoup moins d'affinité pour l'oxigène que les autres; mais quel est celui qui en a le plus? c'est ce que nous ne saurions encore dire.

De l'Hydrogène.

86. La découverte de l'hydrogène date des premières années du 17e siècle; toutefois il ne commença à être bien étudié que vers l'année 1777, par Cavendish. Appelé d'abord *air inflammable*, il reçut, à l'époque de la création de la nouvelle nomenclature, le nom qu'il porte aujourd'hui, nom dérivé de deux mots grecs qui signifient *générateur de l'eau*. Ce nom, d'un seul mot, est sans doute meilleur que le premier, d'autant plus qu'il existe plusieurs fluides capables de s'enflammer; mais il n'est point sans inconvénient: le principal consiste, comme nous l'avons déjà fait remarquer, dans la difficulté de désigner convenablement l'acide résultant de l'union de l'hydrogène avec le soufre, et l'acide sulfurique du commerce. Tous deux, d'après nos règles de nomenclature, devraient être appelés *acide hydro-sulfurique*: le premier en raison des noms de ses principes constituans, et le second parce

Digitized by Google

qu'il est formé d'acide sulfurique et d'eau. Cet inconvénient disparaîtrait en désignant l'hydrogène d'une autre manière.

87. *Propriétés physiques.* — L'hydrogène pur est toujours à l'état gazeux, sans couleur, sans odeur et sans saveur. Sa pesanteur spécifique est beaucoup moindre que celle de l'air et de tous les autres fluides élastiques; elle n'est que de 0,0688 (113): de là, les ballons aérostatiques à l'aide desquels on s'élève dans l'atmosphère. Aussi peut-on faire passer l'hydrogène d'un vase dans un autre plein d'air, de la même manière que si ce dernier vase était plein d'eau. Soient deux éprouvettes dans la même position que celle pl. II, fig. 13, l'une plus grande, pleine d'air; l'autre plus petite, pleine d'hydrogène; qu'on en joigne les orifices, en laissant la première dans sa position, et en inclinant la deuxième jusqu'à ce qu'enfin elle soit verticale ou renversée; bientôt le gaz de celle-ci passera dans celle-là, et réciproquement. En effet, en plongeant une bougie allumée dans la cloche supérieure, elle en enflammera le gaz, tandis que, plongée dans la cloche inférieure, elle y brûlera tranquillement.

Quoique le gaz hydrogène soit inflammable, il éteint les corps en combustion; mais comme ce gaz est plus léger que l'air, on ne s'assure facilement de cette propriété qu'autant que l'on tient l'éprouvette qui le renferme renversée, et qu'on y plonge une bougie allumée : cette bougie, après avoir mis le feu aux premières couches de gaz, à cause du contact de l'air, s'éteint et ne se rallume que lorsqu'on la retire.

87 *bis. Propriétés chimiques.* — Le gaz hydrogène étant un élément ne peut être que dilaté par le calorique. C'est de tous les gaz celui qui réfracte le plus la lumière (114). Il ne se combine point avec le gaz oxigène, à la température ordinaire, à moins qu'il ne soit sous l'influence physique de certains corps, comme nous le

Digitized by Google

dirons tout-à-l'heure; il paraît même que, hors de cette influence, ces deux gaz peuvent rester mêlés pendant un temps indéfini sans agir l'un sur l'autre, lorsqu'on ne les chauffe point, et que ce n'est qu'à une chaleur rouge ou presque rouge qu'ils s'unissent. Leur combinaison a toujours lieu dans le rapport de 2 d'hydrogène et de 1 d'oxigène en volume, ou, ce qui est la même chose, d'après leur pesanteur spécifique, dans le rapport de 11,10 d'hydrogène à 88,90 d'oxigène en poids. Pour mettre ce résultat en pleine évidence, il faut combiner ces deux gaz dans un instrument appelé *eudiomètre*, et que l'on peut se représenter comme un tube de verre fermé par l'une de ses extrémités, et contenant des conducteurs pour la transmission du fluide électrique. Remplissez l'instrument de mercure ou d'eau; faites-y passer successivement les gaz, après les avoir mesurés avec beaucoup de soin dans un tube gradué; excitez à travers leur mélange une étincelle électrique, soit avec une bouteille de Leyde, soit avec un électrophore; l'étincelle électrique en élèvera la température jusqu'à la chaleur rouge, et en opérera la combinaison. En employant 2 parties de gaz hydrogène et une partie de gaz oxigène, bien purs, le mélange disparaîtra tout entier: si la quantité de gaz hydrogène est triple de la quantité de gaz oxigène, le résidu sera d'une partie de gaz hydrogène; si les quantités de gaz hydrogène et oxigène sont inverses, le résidu sera de 2 parties et $\frac{1}{2}$ de gaz oxigène: ces résidus s'apprécieront en les recueillant dans un tube gradué. Dans tous les cas il ne se formera que de l'eau, et il y aura dégagement de calorique et de lumière. (Voyez *l'eudiomètre*, pl. v, fig. 1; *le tube gradué*, pl. XIII, fig. 7; *leur description et la manière de s'en servir, lettres E et T de l'explication des planches.*)

Lorsqu'on met dans l'eudiomètre beaucoup plus ou beaucoup moins de gaz hydrogène que de gaz oxigène,

Digitized by Google

la combustion n'est pas complète ; elle cesse de l'être lorsque l'hydrogène est mêlé, soit avec 9^{fois},5 son volume de gaz oxigène, soit avec un peu moins du dixième de son volume de ce gaz ; une partie du gaz hydrogène dans le premier cas, et une partie du gaz oxigène dans le second, échappent à la combustion : cependant l'étincelle électrique enflamme les parties qui sont sur son passage ; mais la combustion ne saurait se propager. (*Voyez* le *Mémoire* de MM. Humboldt et Gay-Lussac, sur les moyens eudiométriques, *Journal de Physique*, 1805).

Outre ces phénomènes, il en est d'autres qu'il est possible de produire à volonté, et dont il est essentiel de parler. Que l'on ferme exactement l'eudiomètre, le mélange d'hydrogène et d'oxigène s'enflammera sans secousse par l'étincelle électrique, et il se formera un vide qui sera rempli aussitôt que l'on donnera accès au liquide sur lequel l'opération sera faite. Qu'on laisse, au contraire, l'eudiomètre ouvert, il y aura, au moment où les gaz se combineront, une forte secousse due à l'eau qui sera produite. En effet, cette eau, à cause du calorique dégagé, restera d'abord à l'état de vapeur. Or, comme à cet état elle occupe, en raison de la température, plus de volume que ses élémens n'en occupent à l'état de gaz, la colonne de liquide qui remplit en partie l'instrument est repoussée, puis elle remonte subitement, parce que la vapeur, étant en contact avec des corps froids, se liquéfie tout-à-coup : de là un mouvement brusque, une sorte de détonnation. Il est évident, d'après cela, qu'il ne faut pas enflammer, dans un eudiomètre, une trop grande quantité de gaz à la fois. Ce ne serait qu'autant que cet eudiomètre serait épais et bien fermé qu'on pourrait se permettre de le remplir tout entier : autrement on courrait risque de le briser, ou bien de perdre du gaz. Pour éviter tout danger dans l'inflammation d'un mélange assez considérable de gaz oxigène et

Digitized by Google

de gaz hydrogène, par exemple, d'un demi-litre, il faut faire l'expérience dans un flacon bouché à l'émeril et entouré de linge. Après avoir rempli sur l'eau ce flacon de 2 volumes d'hydrogène et de 1 d'oxigène, on le bouche pour qu'il n'y entre pas d'air, et on enveloppe d'une serviette toute sa surface, excepté l'extrémité du goulot; alors on le débouche, on en présente l'ouverture à la flamme d'une bougie en le tenant d'une main, et à l'instant même une forte détonnation se fait entendre : ainsi, quoique les molécules de l'air soient mises en vibration par deux causes, par l'expansion de la vapeur qui se forme et par sa liquéfaction subite, les effets semblent se confondre; on n'entend qu'un seul coup, parce qu'aussitôt que l'action de l'une des causes cesse, celle de l'autre commence.

Cette expérience peut encore se faire, même sur une plus grande quantité de gaz, dans un mortier de cuivre ou de fer contenant un peu d'eau de savon. Le mélange s'introduit, au moyen d'une cloche à robinet, dans une vessie également munie d'un robinet; à celui-ci s'adapte, par un bouchon, un tube de verre effilé à la lampe; on plonge l'extrémité du tube dans la dissolution; puis, comprimant légèrement la vessie, le mortier se remplit de bulles auxquelles on met le feu avec une petite bougie allumée et attachée à l'extrémité d'une longue baguette.

L'on vient de voir que l'on pouvait enflammer un mélange d'hydrogène et d'oxigène par l'étincelle électrique et une bougie allumée; mais cette inflammation peut être également produite par une pression forte et subite : la raison en est évidente : c'est qu'alors la température des gaz s'élève jusqu'à la chaleur rouge (78). Il serait dangereux de faire cette expérience sur des quantités un peu grandes : l'expansion de la vapeur produite briserait les appareils dont on se servirait (Biot).

Quoique l'hydrogène soit très-combustible, l'on ne

Digitized by Google

saurait l'enflammer avec une bougie allumée à travers une gaze métallique très-fine, même lorsqu'il est mêlé à de l'oxigène. Que l'on remplisse une éprouvette d'hydrogène, et qu'on en tienne l'orifice au-dessus de la bougie, à l'instant il prendra feu; mais si l'orifice est couvert de la gaze, la combustion n'aura pas lieu. (*Voyez* p. 175.)

Nous avons annoncé précédemment que le gaz hydrogène, à la température de l'atmosphère, avait la propriété de s'unir à l'oxigène sous l'influence physique de certains corps. Ce fait extraordinaire vient d'être découvert par M. Dobereiner. Que l'on dirige à travers l'air un courant de gaz hydrogène sur un morceau de platine spongieux provenant de la réduction de l'hydro-chlorate ammoniacal de platine (1215), il se formera de l'eau; à l'instant même le métal s'échauffera au point de rougir, et le gaz prendra feu. Plusieurs autres corps possèdent des propriétés analogues à celles du platine : tels sont surtout le palladium, le rhodium, l'iridium. La cause d'un phénomène si remarquable n'est pas encore connue : de nouveaux résultats mettront sans doute les chimistes dans le cas de la découvrir. Nous donnerons, à ce sujet, les détails les plus étendus dans le dernier volume, art. *Additions*.

87 *ter*. L'oxigène n'est pas le seul corps simple avec lequel l'hydrogène peut s'unir : il s'unit encore au carbone, au phosphore, au soufre, au sélénium, au chlore, à l'iode, à l'azote, et à trois métaux, qui sont le potassium, l'arsenic et le tellure. Nous ne décrirons ces combinaisons qu'en parlant des composés combustibles (170 et 190).

De tous les corps combustibles, c'est l'hydrogène qui, en brûlant, produit le plus de chaleur : elle est telle que presque tous les corps que l'on soumet au foyer du chalumeau de ce gaz et de gaz oxigène fondent en quelques secondes : aussi ce chalumeau, qui est fondé sur la pro-

Digitized by Google

priété qu'ont les tubes très-étroits de ne pas laisser passer la flamme, est-il un instrument précieux pour les chimistes. (*Voyez* page précédente, 178.)

88. *Etat naturel.* — Jusqu'ici l'hydrogène ne s'est encore trouvé qu'en combinaison avec d'autres corps, et particulièrement avec l'oxigène, le carbone et l'azote. Combiné avec l'oxigène, il forme l'eau; combiné avec l'oxigène et le carbone, il forme la plupart des matières végétales; combiné avec l'oxigène, le carbone et l'azote, il forme la plupart des matières animales. C'est de l'eau qu'on l'extrait, parce qu'il est plus facile de le retirer de ce liquide que de toute autre substance.

89. *Préparation.* — L'hydrogène s'extrait de l'eau, en la mettant en contact avec de l'acide sulfurique et du zinc en grenaille. Cette opération se fait dans un flacon de verre à deux tubulures : un flacon d'un litre suffit pour se procurer une vingtaine de litres de gaz; on y met environ six décilitres d'eau et douze à quinze décagrammes de zinc; à l'une de ses tubulures est adapté un tube de verre recourbé, qui plonge dans une cuve presque pleine d'eau sous l'un des entonnoirs de la tablette, ou dans un vase plein d'eau, sous un têt troué dans son milieu; l'autre tubulure reçoit un tube droit de verre, dont le diamètre est de 3 millimètres au moins, et dont la hauteur au-dessus du flacon peut être d'un décimètre au plus; ce second tube pénètre presque jusqu'au fond du flacon, et est surmonté d'un petit entonnoir. (La fig. 1, pl. XX, représente cet appareil.) L'appareil étant ainsi disposé, on verse peu à peu de l'acide sulfurique du commerce dans le flacon par le tube droit, à l'aide du petit entonnoir; il en résulte tout-à-coup une effervescence produite par un dégagement de gaz hydrogène; quand elle semble assez forte, on cesse d'ajouter de l'acide; on en ajoute de nouveau quand elle se ralentit trop, et ainsi de suite, jusqu'à ce que tout le zinc

Digitized by Google

soit presque entièrement dissous. D'abord, le gaz qui se dégage est un mélange d'air et de gaz hydrogène; on le rejette; il faut en rejeter ainsi deux à trois litres. Celui qui passe ensuite doit être recueilli. A cet effet on dispose un flacon, ou une cloche, ou tout autre vase plein d'eau, au-dessus de l'entonoir de la cuve (comme on le voit pl. XX, fig. 1); le gaz hydrogène étant insoluble dans l'eau et plus léger qu'elle, la déplace, et ne tarde pas à remplir le vase; lorsqu'il est plein, on en met un autre, etc.

A défaut de flacons tubulés, on peut se servir d'un flacon à une seule tubulure ou d'une fiole pour se procurer du gaz hydrogène. Cet appareil est même employé dans les laboratoires toutes les fois qu'on n'a besoin que de quelques portions de gaz. L'eau et le zinc sont mis dans le flacon, après quoi on y verse de l'acide, de manière à exciter promptement, à l'aide de l'agitation, une effervescence assez vive; puis on adapte le tube recourbé qu'on engage, comme dans l'expérience précédente, sous des vases pleins d'eau.

On peut aussi remplacer, dans les deux expériences précédentes, la grenaille de zinc par de la tournure de fer, ou même par du fil, de la limaille, des clous de fer; mais alors il faut ajouter une plus grande quantité d'acide, parce que le zinc est plus facile à attaquer que le fer. Cependant, comme le fer coûte moins que le zinc, c'est ordinairement ce métal qu'on emploie de préférence pour remplir d'hydrogène les aérostats.

Quel que soit, au reste, le procédé que l'on suive, que l'on se serve de zinc distillé ou de fer très-doux, le gaz hydrogène que l'on obtient renferme toujours une matière étrangère huileuse, qui le rend odorant (*a*); il en contient

(*a*) M. Donovan y admet même du gaz hydrogène sulfuré et du gaz acide carbonique : selon lui, l'eau que l'on forme en combinant l'hydro-

Digitized by Google

si peu, heureusement, qu'il est à peine possible d'en démontrer la présence par les réactifs. Le meilleur moyen de la séparer consiste, d'après MM. Berzelius et Dulong, à mettre le gaz en contact avec une dissolution de potasse caustique. Par conséquent, lorsqu'on voudra se procurer de l'hydrogène parfaitement pur, il faudra, avant de le recevoir dans les vases pleins d'eau, le faire passer à travers cette sorte de dissolution, et mieux encore à travers un tube de verre plein de fragmens de potasse humectée. Ainsi purifié, sa densité est moindre : au lieu d'être de 0,07321, elle est réduite à 0,0688. Berzelius et Dulong (*Ann. de Chim. et de Phys.*, tome XV, p. 386.).

90. Etablissons maintenant la théorie de ce qui se passe dans l'opération que nous venons de décrire. Pour cela, recherchons quelle est la nature des divers produits obtenus, et comparons-la à celle du zinc, de l'eau et de l'acide sulfurique, d'où ils proviennent.

Ces produits sont au nombre de trois : l'un est le gaz hydrogène, dont il a déjà été question ; le second, dont on n'a point encore parlé, est un composé triple d'acide sulfurique, d'oxigène et de zinc : ce composé, tenu en dissolution par l'eau, constitue la liqueur qu'on trouve dans le flacon, et peut être obtenu sous forme d'une poudre blanche cristalline, en faisant évaporer cette liqueur jusqu'à siccité dans une capsule de verre ou de porcelaine ; le troisième produit est une quantité de calorique très-sensible.

Quant à la nature du zinc, de l'eau, de l'acide sulfurique, nous l'avons déjà fait connaître : le zinc est un

---

gène avec l'oxigène et qui est toujours acide, ne doit son acidité qu'à de l'acide sulfurique. (*Annales de Chimie et de Physique*, t. II, p. 375.) Je ne partage point son opinion : j'ai eu occasion d'examiner cette sorte d'eau : elle ne contenait que de l'acide nitrique.

Digitized by Google

élément; l'eau est formée d'hydrogène et d'oxigène, et l'acide sulfurique est formé de soufre et d'oxigène.

D'après cela, il est évident que le gaz hydrogène ne peut provenir ni du zinc ni de l'acide sulfurique, puisqu'ils n'en contiennent pas, et qu'il ne peut provenir que de l'eau : l'eau doit donc être décomposée. Mais si l'hydrogène de l'eau décomposée se dégage, que devient son oxigène? Il se combine avec le zinc et l'acide sulfurique, et forme le composé triple qui se trouve en dissolution dans l'eau. A la vérité, on pourrait dire que l'oxigène de ce composé triple provient en partie de l'acide sulfurique; mais cet oxigène est à l'hydrogène qui se dégage dans le même rapport que dans l'eau; et d'ailleurs on retrouve dans la liqueur tout l'acide qu'on emploie, ce qui sera prouvé par la suite : d'où il faut conclure que l'action simultanée du zinc et de l'acide sur l'oxigène de l'eau est plus grande que celle de l'hydrogène.

Le zinc seul ou l'acide seul n'opérerait pas la décomposition de l'eau; l'acide ne produirait avec l'eau que de la chaleur; le zinc n'aurait aucune action sur elle à la température ordinaire.

On vient de voir d'où proviennent les deux premiers produits de l'opération : il nous resterait à voir maintenant d'où provient le troisième, c'est-à-dire, le calorique dégagé. Mais nous ne croyons rien devoir ajouter ici à ce qui a été dit d'une manière générale (83).

Usages.—Puisque l'hydrogène fait partie de l'eau et de toutes les matières végétales et animales, il joue un grand rôle dans la nature, et il y remplit des fonctions nombreuses et importantes : toutefois ses usages dans les arts et dans les laboratoires sont très-bornés : on ne s'en sert que pour faire l'analyse de l'air, obtenir une haute température et remplir les ballons aérostatiques.

Digitized by Google

Du Bore.

91. Le bore, découvert en 1809 par MM. Gay-Lussac et Thenard (*Recherches physico-chymiques*, t. I, pag. 276), n'a encore été qu'imparfaitement étudié : aussi l'histoire que nous en allons faire laissera-t-elle beaucoup à désirer. Parlons d'abord des propriétés de ce nouveau corps.

Propriétés. — Il est solide, sans saveur, sans odeur, brun-verdâtre et sous forme de poudre. Sa pesanteur spécifique n'est point connue : on sait seulement qu'elle est plus grande que celle de l'eau.

Soumis à un feu de forge, il ne change ni d'état ni d'aspect, d'où il suit qu'il est infusible ; son action sur le gaz oxigène, à la température ordinaire, est nulle ; mais un peu au-dessous de la chaleur rouge, il s'y unit tout-à-coup. L'expérience se fait facilement dans une petite cloche de verre dont l'extrémité supérieure est courbe. (Pl. XX, fig. 3.) Après avoir rempli la cloche de mercure, on y fait passer du gaz oxigène avec un petit entonnoir, jusqu'à ce qu'elle en soit aux deux tiers pleine, et on y introduit du bore à travers le mercure, avec une petite pince recourbée et terminée par deux cuillers appliquées l'une contre l'autre, qui s'éloignent et se rapprochent à volonté. (Pl. XII, fig. 6.) Le bore, déposé de cette manière dans la partie courbe de la cloche, n'a plus besoin que d'être chauffé à la lampe d'esprit-de-vin ; il s'enflamme, absorbe rapidement le gaz, et donne lieu à l'acide borique. Toutefois, comme cet acide se vitrifie aisément et qu'il recouvre les parties de bore placées au centre, celles-ci ne peuvent brûler entièrement, de sorte que la combustion est toujours incomplète.

L'oxigène est pour ainsi dire le seul corps simple avec lequel le bore ait pu être combiné jusqu'à présent : du

Digitized by Google

moins ne l'a-t-on uni, parmi les corps combustibles, qu'au fer et au platine.

État naturel. — Le bore ne se rencontre point à l'état de pureté dansla nature; il est toujours engagé dans quelques combinaisons. Les composés naturels dont il fait partie sont l'acide borique, le sous-borate de soude et le sous-borate de magnésie.

Préparation. — C'est de l'acide borique qu'on l'extrait au moyen du potassium et du sodium (331). Ces métaux étant rares et chers, il s'ensuit que le bore l'est aussi, et que par conséquent il doit être sans usages.

M. Dobereiner, à la vérité, a publié un procédé par lequel il assure que l'on peut retirer le bore du borax (sous-borate de soude ou de protoxide de sodium), en traitant ce sel par le charbon, à une haute température, dans un tube de fer. Mais quand bien même la décomposition de l'acide aurait lieu comme il l'annonce, le procédé ne pourrait être employé pour obtenir le bore pur, parce que, suivant l'auteur, le bore ainsi préparé est toujours mêlé de charbon. (*Voyez* la description de ce procédé (739.)

Du Carbone.

92. *Historique.* — Le charbon, tel que nous le connaissons dans l'économie domestique, contient toujours de l'hydrogène et de la cendre; de là la nécessité de donner un nom particulier au charbon pur : l'on a adopté celui de *carbone*.

De tous les chimistes, celui qui en a le plus éclairé l'histoire est Lavoisier; c'est lui qui démontra la présence de l'hydrogène dans le charbon ordinaire en 1781; c'est également lui qui prouva que ce corps, en brûlant, passait à l'état d'acide carbonique; c'est lui enfin qui, guidé par

Digitized by Google

les expériences de Newton et des académiciens de Florence, aperçut le premier le carbone dans le diamant.

En effet, Newton, après avoir remarqué que les corps réfractaient d'autant plus la lumière qu'ils étaient plus combustibles, et que le diamant était doué d'une grande force réfringente, avait soupçonné sa combustibilité. Les académiciens de Florence, en 1694, avaient rendu cette conjecture très-vraisemblable, en exposant des diamans au foyer d'un miroir ardent, et en observant qu'ils s'y consumaient. Plusieurs chimistes français l'avaient mise hors de doute, en prouvant que les diamans ne perdaient rien de leur poids lorsqu'on les calcinait sans le contact de l'air, et se dissipaient, au contraire, lorsqu'on les calcinait avec le contact de ce fluide (*a*). Mais il restait à découvrir quelle était la nature du corps combustible du diamant : c'est ce que rechercha Lavoisier. Il brûla des diamans en vases clos au moyen de fortes lentilles, et ayant reconnu qu'il se formait de l'acide carbonique dans cette combustion, il en conclut que le diamant contenait du carbone et avait la plus grande analogie avec ce corps combustible.

Cependant ces recherches ne suffisaient pas pour connaître l'entière nature du diamant; il en fallait de nouvelles pour savoir s'il ne contenait pas d'autres élémens : celles-ci furent faites successivement par Smithson-Tennant (*b*), Guyton-Morveau (*c*), MM. Allen et Pepis (*d*),

---

(*a*) On trouvera, dans le 1er volume du Dictionnaire de Macquer, l'histoire très-détaillée des recherches qui ont été faites sur le diamant jusqu'en 1778.

(*b*) *Transactions philosophiques*, 1797.

(*c*) *Annales de Chimie*, tomes XXXI, LXXXIV et LXXXVI. Guyton avait, à la vérité, conclu de ses expériences que le charbon était un oxide; mais c'était à tort, car il avait obtenu sensiblement les mêmes quantités de gaz carbonique avec le diamant et le charbon fortement calciné.

(*d*) *Bibliothèque britannique*, décembre 1807.

Digitized by Google

M. Davy (*a*), qui tous arrivèrent à ce résultat, savoir, que, quoiqu'il existe une si grande différence entre le diamant et le charbon, ces deux corps sont identiquement de la même nature, résultat fort extraordinaire sans contredit, mais sur lequel il est impossible d'élever le moindre doute : car, soit que l'on combine 72,62 d'oxigène avec 27,38 de diamant ou de charbon pur, il en résulte 100 parties de gaz carbonique (346). Or, le gaz carbonique est un corps constamment formé des mêmes élémens dans les mêmes proportions : donc le diamant n'est que du charbon pur, et ne diffère de celui-ci que par l'arrangement de ses molécules.

93. *Propriétés.* — Le carbone est toujours solide, sans odeur, sans saveur; mais la plupart de ses autres propriétés physiques sont variables.

Le plus souvent il est noir, sans forme régulière, facile à réduire en poudre : tel est celui qui provient du bois : alors il est difficile d'en déterminer précisément la pesanteur spécifique, parce qu'il est rempli de petites cavités dont l'air ne s'échappe qu'avec peine.

Quelquefois le carbone est compacte, friable, luisant, ressemblant à la houille; du reste, noir et sans forme régulière, comme le précédent. Sous cet état les minéralogistes l'appellent *anthracite*. L'anthracite contient souvent de l'alumine, de la silice et de l'oxide de fer; il en est, à la vérité, qui n'en contient que très-peu : l'anthracite d'Allemont, département de l'Isère, est dans ce cas; on y trouve 0,97 de carbone; sa pesanteur spécifique est de 1,8.

Plus rarement le carbone est cristallisé et si dur qu'il raye tous les corps, et n'est rayé par aucun : dans cet état il constitue le diamant. Les diamans sont ordinairement

(*a*) *Annales de Chimie et de Physique*, tome 1, page 16.

Digitized by Google

limpides, tantôt sans couleur, tantôt colorés en gris, en brun, en rose, en bleu clair : il y en a aussi de jaunâtres et de verts-serin. Quelques-uns ont huit faces, formant un octaèdre régulier; d'autres en ont douze, formant un dodécaèdre rhomboïdal; d'autres vingt-quatre, d'autres quarante-huit; la plupart sont à surfaces curvilignes. La pesanteur spécifique des diamans varie entre 3,5 et 3,55 : d'où l'on voit qu'elle est plus grande que celle de l'anthracite. L'on sait d'ailleurs que celle-ci est plus grande que celle du charbon de bois. Cette différence de densité nous permettra d'expliquer pourquoi le gaz oxigène et les autres agens chimiques attaquent moins facilement le diamant que l'anthracite, et l'anthracite que le charbon de bois.

Propriétés chimiques. — Le carbone, soumis à la plus forte chaleur de nos fourneaux, ne se ramollit point, et ne diminue point de poids (*a*). Il est impossible, d'après cela, de déterminer directement la densité de sa vapeur; l'on ne peut y parvenir, jusqu'à un certain point, que par des considérations fondées sur la propriété qu'ont les corps de

---

(*a*) Cependant il paraîtrait, d'après une note insérée dans les *Annales de Chimie et de Physique*, tome XXII, page 326, que deux morceaux de ce corps, taillés en cônes, adaptés aux fils conducteurs d'une pile voltaïque et mis en contact pendant l'action de cet appareil, éprouvent non-seulement une espèce d'ignition très-intense (ce qu'on savait déjà), mais encore une espèce de fusion, quand on les éloigne un peu l'un de l'autre. Alors on voit le charbon du pôle positif s'accroître de $\frac{1}{10}$ à $\frac{1}{6}$ de pouce; celui du pôle négatif, au contraire, diminue et se termine en une cavité sphéroïdale, comme si une portion avait été transportée sur l'autre charbon par un courant dirigé du fil négatif au fil positif. M. Silliman, qui a répété cette expérience annoncée par M. Hare, dit avoir reconnu avec un microscope des indications évidentes de fusion, pendant laquelle, selon lui, le charbon, à l'état de vapeur, se transporte de l'un à l'autre pôle. M. William West assure également avoir constaté le transport du charbon en vapeur du pôle négatif au pôle positif.

Digitized by Google

se combiner en volume dans des rapports simples. (*Voyez* plus loin, page 199.) Mauvais conducteur du calorique, il conduit très-bien néanmoins le fluide électrique, pourvu qu'il ne soit point cristallisé, comme dans le diamant : aussi pourrait-on se servir du charbon avec beaucoup de succès pour envelopper le pied des paratonnerres, et transmettre facilement au sol l'électricité que ceux-ci reçoivent des nuages (*a*).

Quelque dense qu'il soit, le carbone a toujours la propriété de brûler dans le gaz oxigène et de s'y gazéifier; mais il faut que la température soit élevée, et qu'elle le soit d'autant plus que la densité du corps combustible est plus considérable. Provient-il de matières végétales ou animales, sa combustion peut avoir lieu sur le mercure, comme celle du bore, dans une petite cloche recourbée (91); et alors, soit en poussière, soit en petits fragmens, il prend feu un peu au-dessous de la chaleur rouge. On peut encore en opérer la combustion en le faisant rougir à la flamme d'une bougie dans quelques-uns de ses points, et le plongeant dans un flacon plein de gaz oxigène. Un fil de fer, dont l'une des extrémités pénètre dans un bouchon, et dont l'autre est recourbée et terminée en un cercle sur lequel on place un petit disque de tôle un peu concave, est très-commode pour faire cette sorte d'expérience. On met le charbon sur le disque, et on enfonce le fil de fer et la capsule dans le flacon, jusqu'au bouchon : il faut que le flacon soit à large ouverture, que le fil soit assez long pour que le bouchon ne s'enflamme pas, et qu'il y ait une petite

(*a*) Cependant il ne faudrait pas se servir pour cela de charbon ordinaire; car la majeure partie de celui que l'on consomme, quoique bien préparé, ne conduit pas le fluide électrique, ainsi que je l'ai reconnu dès 1814 : il ne devient bon conducteur qu'autant qu'on l'a calciné convenablement, par exemple, à-peu-près autant que l'est la braise; cette calcination le dépouille sans doute de l'hydrogène qu'il contient.

Digitized by Google

ouverture par laquelle le gaz, en s'échauffant, puisse se dégager. Dans tous les cas le charbon, pourvu qu'il soit pur et que l'oxigène soit en grand excès, brûle avec beaucoup de chaleur et de lumière, sans résidu et sans former d'autres produits que du gaz acide carbonique. Mais lorsqu'au lieu d'agir sur le charbon de matières végétales et animales, l'on agit sur l'anthracite, et à plus forte raison sur le diamant, les procédés de combustion ne réussissent plus. Pour brûler facilement ces sortes de charbons, qui sont très-denses, il faut se servir d'un tube de porcelaine, l'établir horizontalement à travers un fourneau à réverbère, y introduire le corps combustible, adapter à chacune de ses extrémités, au moyen de deux petits tubes de verre, deux vessies, l'une vide et l'autre remplie de gaz oxigène, élever ensuite la température jusqu'à faire rougir le tube, ouvrir les robinets des deux vessies, et presser peu à peu sur celle qui contient le gaz oxigène : ce gaz passera à travers le tube, se combinera en grande partie avec le charbon, et se rendra dans la vessie vide ; de cette seconde vessie, on le fera repasser dans la première, et de celle-ci dans la précédente. De cette manière, en supposant que le gaz oxigène soit en excès, comme dans l'expérience précédente, tout le charbon disparaîtra, et ne produira aussi, comme dans l'expérience précédente, que du gaz carbonique. (*Voyez* pl. XXIII, fig. 3.)

L'acide carbonique n'est pas le seul produit qui peut résulter de la combustion du carbone; elle peut encore donner lieu à de l'oxide de carbone; mais celui-ci ne se forme qu'autant que le charbon est plus que suffisant pour absorber l'oxigène, et que la température est très-élevée. Ces deux produits sont naturellement à l'état de gaz. L'acide contient un volume d'oxigène égal au sien, et l'oxide la moitié de son volume seulement (298 et 346).

Or, comme l'on sait que les corps se combinent en vo-

Digitized by Google

lume dans des rapports simples, ne peut-on pas supposer que le gaz carbonique résulte d'un volume de gaz oxigène et d'un volume de vapeur de carbone, condensés en un seul? C'est ce que M. Gay-Lussac a fait, et il en a conclu que la densité de la vapeur de carbone devait être égale à celle du gaz carbonique moins celle du gaz oxigène, ou à 1,5245 moins 1,1026, c'est-à-dire à 0,4219.

M. Berzelius la suppose double, parce que le gaz oxide de carbone contenant la moitié de son volume de gaz oxigène, il considère l'autre moitié comme formée de vapeur de carbone non condensée. En effet, la densité du gaz oxide de carbone étant de 0,973, et celle de l'oxigène de 1,1026, il s'ensuivrait que celle de la moitié de la vapeur de carbone serait de 0,973 moins $\frac{1,1026}{2} = 0,419$. Toutes deux satisfont aux résultats. Nous n'emploierons toutefois que la première.

Le carbone se combine seulement avec un petit nombre de corps combustibles. Parmi ceux qui ne sont point métalliques, il ne s'unit qu'avec l'hydrogène, le soufre, l'azote; et parmi les métaux qu'avec le fer : du moins, s'il forme des combinaisons avec d'autres corps, elles n'ont point encore été bien étudiées.

94. *Absorption des gaz par le charbon et par les corps poreux.* — De toutes les propriétés du charbon, la plus remarquable peut-être est de pouvoir absorber les différens gaz. Cette propriété, aperçue pour la première fois par Fontana, constatée par MM. Morozzo, Rouppe et Noorden (*Journ. de Phys.*, t. XXIII et LVIII; et *Ann. de Chim.*, t. XXXII), a été étudiée avec beaucoup de soins par M. Théodore de Saussure; il a vu qu'elle n'appartenait pas seulement au charbon, mais encore qu'elle était commune à tous les corps poreux, et il a fait à ce sujet un travail très-étendu, dont ce que nous allons dire ne sera presque qu'un extrait.

Digitized by Google

Tous les corps poreux, quelle que soit leur nature, absorbent une plus ou moins grande quantité d'un gaz, quelle que soit aussi sa nature. L'absorption dépend :

1°. *De la température.* — Il paraît que plus la température est basse, plus l'absorption est grande; il ne se produit aucune absorption à une température d'environ 100° : aussi, quand un corps est imprégné d'un gaz, suffit-il, pour dégager celui-ci, d'exposer le corps pendant quelque temps à la chaleur de la lampe à esprit de-vin, par exemple, dans une cloche courbe pleine de mercure.

2°. *De la pression.* — Plus la pression est grande, plus les corps poreux absorbent de parties pondérables de gaz; lorsqu'elle est nulle, l'absorption est nulle elle-même, de sorte qu'au moyen de la machine pneumatique, on peut dégager, comme par la chaleur, tout le gaz qu'un corps poreux a absorbé. L'on peut même en dégager une grande partie en faisant passer seulement le corps qui en est imprégné dans le vide barométrique : à mesure que ce corps s'élèvera, il s'en séparera une infinité de bulles qui abaisseront la colonne de mercure du baromètre.

3°. *De la nature du gaz.* — On a mis un grand nombre de gaz en contact avec les corps poreux, et l'on a trouvé que les uns, tels que les gaz ammoniac, hydrochlorique, sulfureux, étaient absorbés en grande quantité, et que les autres, tels que les gaz hydrogène et azote, ne l'étaient qu'en petite quantité.

4°. *De la nature du corps absorbant.* — La nature du corps influe aussi sur l'absorption; car les charbons et l'écume de mer condensent plus de gaz azote que de gaz hydrogène, et, au contraire, les bois condensent plus de gaz hydrogène que de gaz azote.

5°. *Du nombre des pores.* — Les corps pulvérisés absorbent beaucoup moins de gaz que ceux qui ne le sont

Digitized by Google

pas. Un fragment de $2^{gram.},94$ de charbon de buis a absorbé $7^{fois},25$ son volume d'air atmosphérique; tandis que la même quantité de charbon, réduite en poudre, et mise d'ailleurs dans les mêmes circonstances, n'en a absorbé que $4^{fois},25$ le volume qu'il occupait avant la pulvérisation. On ne peut évidemment attribuer cet effet qu'à ce que le nombre des pores est moins grand dans le second cas que dans le premier.

6°. *Du diamètre des pores.* — Le diamètre des pores influe singulièrement sur l'absorption des gaz. En effet, le charbon de liége, dont la pesanteur spécifique est 0,1, n'absorbe pas sensiblement d'air; le charbon de sapin, dont la pesanteur spécifique est 0,4, en absorbe quatre fois et demie son volume; celui de buis, dont la pesanteur spécifique est 0,6, en absorbe sept fois et demie son volume; enfin la houille de *Rastiberg*, dont la pesanteur spécifique et de 1,326, en absorbe dix fois et demie son volume. On pourrait croire, d'après cela, que plus un charbon est dense, plus il absorbe de gaz; mais c'est ce qui n'a lieu que jusqu'à un certain point. Lorsque les charbons sont trop denses, les gaz ne peuvent plus pénétrer dans leurs pores : tel est le charbon qu'on obtient en faisant passer les huiles essentielles à travers un tube incandescent.

7°. *Enfin, du vide des pores.* Plus le vide est exact, plus l'absorption est grande : en conséquence il faut chasser l'air et l'eau qui sont contenus dans les pores, soit par la chaleur, soit au moyen de la machine pneumatique.

On peut procéder à l'absorption des gaz par les corps poreux de deux manières : lorsque le corps est indécomposable par le feu, on le fait rougir; on le plonge rouge dans le mercure, afin que, par le refroidissement, il ne puisse absorber ni l'air ni l'eau de l'atmosphère; ensuite

Digitized by Google

on le fait passer sous une cloche sèche et pleine elle-même de ce métal ; puis l'on fait passer dans la cloche un excès du gaz que l'on veut absorber, et l'on abandonne l'expérience à elle-même pendant vingt-quatre à trente heures : après quoi, mesurant le gaz restant, on en conclut l'absorption.

Mais lorsque le corps poreux est décomposable par la chaleur, au lieu de le chauffer, il faut le purger d'air par la machine pneumatique. A cet effet, on se procure une petite platine amovible, munie d'un tuyau et d'un robinet en fer que l'on visse sur l'extrémité du tuyau de la machine pneumatique ordinaire ; on adapte sur cette platine une petite cloche contenant le corps poreux ; on fait le vide le plus exactement possible ; ensuite on ferme le robinet de la machine amovible ; on le plonge dans le mercure, ainsi que la platine toute entière et les parois extérieures de la cloche ; on ouvre le robinet, et la cloche se remplit de mercure : alors on enlève la platine, et l'on fait l'expérience comme on l'a dit précédemment.

Les corps poreux qui ont été mis en contact jusqu'ici avec un certain nombre de gaz sont les suivans :

Charbon de buis.
Ecume de mer d'Espagne.
Schiste happant de Ménil-Montant.
Asbeste ligniforme du Tyrol.
Asbeste liége de montagne.
Hydrophane de Saxe.
Quartz de Vauvert.
Carbonate de chaux spongieux ou agaric minéral.
Plâtre solidifié par l'eau.
Bois de coudrier.
de mûrier.
de sapin.
Filasse de lin.
Laine.
Soie écrue.

Digitized by Google

De tous ces corps, c'est le charbon de buis qui possède la propriété absorbante au plus haut degré. Nous ne rapporterons que les résultats obtenus par M. Th. de Saussure avec cette sorte de charbon, à la température de 11 à 13°, sous la pression de 0$^{met.}$,704. Nous renverrons, pour l'absorption des gaz par les autres corps, au Mémoire de M. Th. de Saussure, imprimé dans les numéros de la Bibliothèque britannique, pour les mois d'avril, mai et juin 1812.

Une mesure de charbon de buis absorbe

90	mesures de gaz	ammoniac.
85	.....	acide muriatique ou hydro-chlorique.
65	.....	acide sulfureux.
55	.....	hydrogène sulfuré.
40	.....	protoxide d'azote.
35	.....	acide carbonique.
35	.....	oléfiant, ou hydrogène per-carburé.
9,42	.....	oxide de carbone.
9,25	.....	oxigène.
7,5	.....	azote.
5,	.....	hydrogène oxi-carburé.
1,75	.....	hydrogène.

Tous ces gaz s'absorbent avec un faible dégagement de calorique; tous peuvent être dégagés par une chaleur de 100 à 150° : deux seulement éprouvent alors des altérations remarquables, le gaz oxigène et le protoxide d'azote.

Le gaz oxigène se combine avec le charbon, et forme du gaz acide carbonique, quoique la température soit très-peu élevée. D'après M. de Saussure, cet effet a même lieu à la température ordinaire, mais seulement dans un espace de temps considérable, par exemple, de plusieurs mois,

Digitized by Google

L'on peut présumer qu'il est dû à l'influence de la lumière, et qu'il n'aurait pas lieu dans l'obscurité.

Le protoxide d'azote est en partie décomposé; car j'ai trouvé que 89 parties de gaz, retirées du charbon imprégné de protoxide d'azote, étaient formées de 12 parties de gaz acide carbonique, et d'une certaine quantité de protoxide d'azote et de gaz azote (*a*).

Il est un autre genre d'altération dont le charbon, imprégné d'hydrogène sulfuré, est susceptible, lorsqu'on le met en contact, soit avec l'air, soit avec le gaz oxigène; et le phénomène est d'autant plus curieux, qu'il a lieu à la température ordinaire. J'ai observé qu'alors l'hydrogène sulfuré se détruisait en très-peu de temps; qu'il en résultait de l'eau, du soufre, et un dégagement de calorique assez grand pour que le charbon devînt très-chaud; et cependant la combustion de l'hydrogène n'aurait pas lieu s'il était libre, ou s'il n'était pas combiné avec le soufre. J'ai même vu que, quand le charbon était bien saturé de gaz hydrogène sulfuré, et qu'on l'introduisait dans une éprouvette pleine de gaz oxigène pur sur la cuve à mercure, il y avait quelquefois détonation au bout de quelques minutes. Sans doute qu'alors la chaleur fait d'abord dégager une partie du gaz hydrogène sulfuré, et qu'elle devient ensuite assez grande pour enflammer le mélange.

94 *bis*. *État*. — Le carbone pur n'existe naturellement que dans le diamant: il est donc très-rare. Les

(*a*) Pour extraire facilement les gaz du charbon par la chaleur, il faut en produire l'absorption par ce corps dans une petite cloche courbe (pl. XX, fig. 3), et attacher le charbon à l'extrémité d'un fil de fer; l'absorption étant faite, on remplit la cloche de mercure, en la renversant dans un bain de ce métal: ensuite on la remet dans sa première position; on chauffe le charbon au moyen d'une petite lampe à esprit-de-vin, en le maintenant toujours dans la partie courbe de la cloche; et on le retire promptement, au moyen du fil de fer, lorsqu'on juge que tout le gaz est dégagé.

Digitized by Google

diamans nous viennent de l'Inde et du Brésil. Ceux de l'Inde, connus depuis long-temps, se trouvent principalement dans les royaumes de Golconde et de Visapour. Ceux du Brésil, découverts au commencement du dix-septième siècle, appartiennent au district de Serro-do-Frio. Tous se rencontrent dans des dépôts de matières arénacées, et par conséquent de transport. Ces dépôts, toujours plus ou moins terreux et ferrugineux, appartiennent à une formation assez moderne, et sont situés partout à la surface du sol ou à peu de profondeur sous la terre végétale. Au Brésil, on les connaît sous le nom de *cascalho*; leur étendue est très-grande; on en extrait aussi de l'or par le lavage.

Mais si le carbone à l'état de pureté est si rare, le carbone impur est au contraire très-commun. En effet, mêlé avec quelques centièmes de matières étrangères, le carbone constitue l'anthracite, qui se trouve toujours en couches ou amas plus ou moins considérables, et plus particulièrement dans la série des terrains que les géologues désignent sous le nom de terrains intermédiaires (*a*).

(*a*) On distingue, dans la composition de la surface de la terre, cinq époques principales de formation; savoir :

1°. *Les terrains primitifs*, composés de roches cristallines (granite, gneiss, calcaire saccaroïde, etc.), ne renfermant aucun dépôt formé de fragmens ou de cailloux roulés, ne présentant aucun débris de corps organisés. Stratification en couches très-inclinées.

2°. *Les terrains intermédiaires*, renfermant encore des roches cristallines analogues à celles des terrains précédens, mais intercalées avec des dépôts de fragmens et de cailloux roulés, des matières terreuses et sableuses de transport, ainsi qu'avec des roches qui contiennent une grande quantité de débris organiques appartenant à des espèces de mollusques, de polypiers, très-différens de ceux qui vivent actuellement. Stratification encore très-inclinée.

3°. *Les terrains secondaires*, qui sont en grande partie formés de calcaire compacte, intercalés par couches puissantes à-peu-près horizontales, avec de grands dépôts de matières arénacées, renfermant une immense

Digitized by Google

Imprégné de bitume il forme la houille, ou charbon de terre, qui appartient aux parties inférieures des terrains secondaires, et même les lignites ou bois bitumineux, qui constituent des amas dans des dépôts encore plus modernes.

Uni à l'oxigène, il donne lieu à l'acide carbonique, qui se rencontre tout à la fois dans l'air atmosphérique et dans les eaux, surtout dans les eaux minérales mousseuses, telles que les eaux de Seltz.

Combiné avec l'oxigène et les bases, il fait partie de tous les carbonates, et par conséquent du carbonate de chaux, l'un des sels les plus répandus et les plus communs.

Enfin, il entre dans la composition de toutes les matières végétales et animales, qui ne sont ordinairement, les premières, que des combinaisons d'hydrogène, d'oxigène et de carbone; et les secondes, que des combinaisons de ces trois principes et d'azote : c'est même presque tou-

---

quantité de débris organiques et particulièrement de mollusques, de polypiers différens de ceux des terrains précédens, mais encore très-éloignés de ceux qui vivent actuellement à la surface du globe.

4°. *Les terrains tertiaires*, formés en grande partie de calcaires sableux, de sable et de matières argileuses, de très-peu de consistance, renfermant une très-grande quantité de débris organiques, qui ont une assez grande analogie avec ceux des animaux qui vivent actuellement. On y trouve à la fois des mollusques analogues à ceux qui vivent dans nos mers actuelles, et d'autres qui ont la plus grande analogie avec ceux qui ne vivent que dans les eaux douces. Mais ce qui caractérise surtout cette grande époque de formation, c'est la présence des squelettes de mammifères et d'oiseaux dont il n'y a pas de traces dans les dépôts précédens.

5°. *Les terrains ignés*, qui paraissent être indépendans des dépôts précédens et ne sont jamais placés de manière à faire groupe avec eux, sont aussi de différens âges. Les terrains trachytiques sont les plus anciens; viennent ensuite les terrains basaltiques, et enfin les terrains de laves, dont les uns se rattachent à des volcans encore en activité, et dont les autres appartiennent à des volcans éteints avant les temps historiques.

Digitized by Google

jours le principe le plus abondant et des unes et des autres.

95. *Extraction.* — C'est par des fouilles qu'on retire de la terre le carbone qu'on y trouve pur ou presque pur: c'est par des procédés chimiques qu'on obtient celui qui est combiné. En général, on n'extrait le carbone que de quelques-unes de ses combinaisons; savoir, de la résine, du bois et de la houille. Les divers procédés qu'on emploie pour cela sont trop compliqués pour être décrits ici : nous ne les ferons connaître qu'en parlant des matières végétales. Nous nous contenterons de dire que le carbone qui provient de la résine retient de l'hydrogène: c'est le *noir de fumée;* que celui qui provient du bois contient de l'hydrogène et des matières terreuses et salines : c'est le charbon dont on fait usage dans l'économie domestique; que celui qui provient de la houille ou charbon de terre n'est autre chose que le *coack;* enfin, qu'en chauffant très-fortement ces trois espèces de charbon dans un creuset couvert, il paraît qu'on parvient à en volatiliser tout l'hydrogène; que par conséquent, avec du noir de fumée, on peut se procurer du carbone pur et très-divisé.

Usages. — Le carbone pur n'a d'usage qu'à l'état de diamant. La propriété qu'il a sous cet état d'être transparent, de réfracter fortement la lumière, de la décomposer et de briller des plus vives couleurs, sa rareté, sa dureté, son inaltérabilité, le font rechercher comme l'un des ornemens les plus précieux et les plus indestructibles. On ne l'emploie, d'ailleurs, que pour tailler, polir, graver les autres pierres précieuses dures et couper le verre.

Les usages du carbone impur ou du charbon proprement dit sont, au contraire, très-multipliés : partout on l'emploie comme combustible. On s'en sert dans le usines, non-seulement pour se procurer la chaleur dont on a be-

Digitized by Google

soin, mais encore pour extraire les métaux de leurs mines, pour les désoxigéner et les réduire. Mêlé au soufre et au salpêtre, il constitue la poudre à canon. Incorporé à l'état de noir de fumée avec des corps gras, il forme l'encre d'imprimerie. Il fournit des tons très-chauds à la peinture, dans le noir d'ivoire, etc. En le combinant en petite proportion avec le fer, on obtient l'acier.

La propriété qu'il possède d'absorber les gaz, etc., le rend très-propre à prévenir la putréfaction des eaux, des viandes, et même à désinfecter celles qui commencent à se putréfier; avantage inappréciable pour les voyages maritimes de longs cours. Que l'on fasse bouillir de la viande *trop avancée* avec de l'eau, et que l'on y ajoute du charbon, elle perdra sa mauvaise odeur. Que l'on filtre de l'eau bourbeuse à travers une couche de quelques pouces de ce corps combustible grossièrement pilé, et qu'on la laisse ensuite exposée à l'air pendant vingt-quatre heures, elle deviendra très-limpide et bonne à boire : c'est ce que l'on exécute à Paris sur les eaux de la Seine, qui, dans l'hiver, sont toujours chargées de beaucoup de limon; le charbon est placé entre deux couches de sable qui le maintiennent, et celles-ci entre deux couches de gravier et de petits cailloux. Que l'on charbonne l'intérieur des tonneaux, comme l'a indiqué Berthollet, et l'eau qu'on y mettra s'y conservera bien (*a*).

L'on emploie aussi le charbon avec un grand succès pour clarifier, décolorer les liquides, particulièrement les si-

---

(*a*) Ces résultats me rappellent ce que, tout jeune encore, j'ai vu faire dans les environs de Sens. Les habitans des campagnes étaient alors dans l'habitude de jeter dans leurs puits des tisons charbonnés du *brandon* de la veille de la Saint-Jean; ils prétendaient que l'eau en devenait bien meilleure, et perdait la mauvaise odeur qu'elle avait quelquefois, odeur qui provenait souvent des poules qui tombaient dans les puits et qu'on n'en retirait mortes qu'au bout de quelques jours.

Digitized by Google

rops, pour purifier le miel et lui enlever tout à la fois sa couleur, son odeur et son goût âcre. Les premiers essais en ce genre sont dus à Lowitz. MM. Figuier, Charles Derosne, Bussy, Payen, Desfosses, y ont beaucoup ajouté, en sorte qu'il ne nous reste que peu de choses à désirer sur ce sujet (*Voyez* 1609 *bis*).

Enfin d'habiles médecins l'ont même administré comme anti-putride; mais ses effets sont restés bien douteux.

Du Phosphore.

96. *Propriétés physiques.* Le phosphore est solide, insipide. Pur, il est si flexible qu'on peut le plier jusqu'à sept à huit fois en sens inverse sans le rompre. Il suffit de $\frac{1}{100}$ de soufre pour le rendre cassant. L'ongle le raye sans peine; tous les instrumens tranchans le coupent facilement. Sa pesanteur spécifique est de 1,77. Son odeur est faible, et rappelle celle du gaz hydrogène ordinaire ou celle de l'arsenic en vapeur. Tantôt il est transparent et sans couleur, tantôt transparent et jaunâtre, tantôt demi-transparent comme la corne, tantôt noir et opaque; ce qui dépend de l'arrangement de ses molécules.

Placé dans l'obscurité, il est toujours lumineux, pourvu toutefois qu'il ait le contact de l'air: de là même le nom qu'on lui a donné, nom formé de deux mots grecs signifiant *porte-lumière*.

97. Sa découverte remonte à 1669; elle est trop remarquable pour ne pas en donner l'historique. C'est à Brandt, alchimiste de Hambourg, qu'elle est due. Tout occupé de la recherche de la pierre philosophale, ou de l'art de convertir les métaux *vils ou imparfaits* en or et en argent, Brandt s'était imaginé qu'en ajoutant de l'extrait d'urine aux métaux dont il voulait opérer la transmutation, il réussirait plus sûrement dans son entreprise.

Digitized by Google

Mais, au lieu d'obtenir ce qu'il cherchait avec tant d'ardeur, il obtint un corps nouveau, lumineux par lui-même, brûlant avec une énergie sans exemple : c'était le phosphore. Surpris de l'apparition de ce corps, il en envoya un échantillon à Kunkel, chimiste allemand, qui s'empressa de le montrer à son ami Kraft de Dresde. Celui-ci le trouva si merveilleux, qu'il se rendit de suite à Hambourg dans l'intention d'acheter le secret de sa préparation ; il l'acheta en effet moyennant 200 dollards, et sous la condition qu'il ne le révélerait à personne. Mais Kunkel désirant vivement le connaître, et voyant que Kraft ne pouvait le lui confier, résolut de le découvrir par la voie de l'expérience, et y parvint en 1674, après beaucoup de tentatives infructueuses. Cependant la préparation du phosphore demeura cachée jusqu'en 1737, époque à laquelle un étranger, s'étant rendu à Paris, l'exécuta en présence de quatre commissaires nommés par l'Académie, Hellot, Duffay, Geoffroy et Duhamel. Ce fut alors qu'elle fut rendue publique. Hellot la décrivit avec détail dans les *Mémoires de l'Académie* pour l'année 1737, et Rouelle la répéta dans ses *Cours de Chimie* de la même année : elle consistait à faire évaporer à siccité l'urine putréfiée, et à chauffer ensuite fortement le résidu dans une cornue de grès dont le col, par une allonge, plongeait dans l'eau.

C'est ainsi que, pendant long-temps, le phosphore fut préparé, si ce n'est que, par le conseil de Margraff, l'on ajouta, quelques années après, un sel de plomb à l'urine épaissie. Malgré cette utile addition, ce corps était toujours si rare, qu'il continuait à passer pour l'un des objets les plus curieux et les plus précieux qu'il fût possible de voir : aussi ne se trouvait-il que dans les laboratoires des principaux chimistes, et les cabinets de quelques gens riches, amateurs de nouveautés.

Enfin Gahn, l'ayant découvert dans les os en 1769, il

Digitized by Google

ne tarda point à publier, avec Schéele, un procédé qui permit de s'en procurer des quantités assez considérables. C'est même ce procédé légèrement modifié que l'on suit encore aujourd'hui : nous le décrirons par la suite (787 *bis*).

Le phosphore étant devenu plus commun, les chimistes purent en étudier les propriétés. Les travaux les plus remarquables qui aient été faits sur ce corps sont dus à Pelletier, qui l'a combiné avec le soufre et presque tous les métaux; à Lavoisier, qui nous a fait connaître ses combinaisons avec l'oxigène; à M. Dulong et à M. Davy, qui ont étudié ses divers acides; et à M. Berzelius, qui a étudié non-seulement ceux-ci, mais encore leurs combinaisons avec les bases.

98. *Propriétés chimiques.* — Le phosphore entre en fusion à 43°. J'en ai vu néanmoins de fondu bien au-dessous de cette température, mais qui se solidifiait tout-à-coup par l'agitation. Exposé à une chaleur de 60° à 70°, et refroidi subitement, il devient noir; en le laissant refroidir très-lentement, il reste transparent et sans couleur; un refroidissement modéré lui donne quelquefois l'aspect corné : de noir, il redevient incolore par la fusion pour devenir noir de nouveau par un refroidissement subit. Ces résultats sont faciles à constater dans un tube étroit et fermé par l'une de ses extrémités. Mettez un cylindre de phosphore dans le tube; ajoutez-y assez d'eau pour en couvrir le phosphore tout entier; chauffez le tube convenablement et jetez de l'eau froide dessus; bientôt le phosphore se solidifiera et noircira. Vous produirez également le même effet si, plongeant le tube dans l'eau, vous le renversez tout-à-coup. Il est encore une autre manière de le faire naître : c'est d'agir seulement sur un petit globule de phosphore et de le toucher, avec une tige de fer ou de cuivre, au moment où le globule est sur le point de se solidifier.

Digitized by Google

Lorsque j'observai ces phénomènes pour la première fois, je m'empressai de les annoncer, les croyant communs à toute espèce de phosphore; mais depuis j'ai eu l'occasion de m'assurer que cela n'était pas : j'ai trouvé que le phosphore n'était susceptible de ces divers aspects qu'autant qu'il avait été distillé un certain nombre de fois, souvent 3 ou 4, et quelquefois 8 à 10.

Je ne puis pas dire encore d'où provient la différence de propriétés qu'il y a entre ces deux sortes de phosphore Elle n'est pas due au soufre; car en les brûlant tous deux par l'acide nitrique, il en résulte une liqueur qui n'est pas troublée par le nitrate de baryte; d'ailleurs ils sont très-ductiles, et il ne faut pas $\frac{1}{600}$ de soufre pour les rendre cassans. Elle n'est pas due non plus au charbon : du moins, en les brûlant également par l'acide nitrique, il ne se forme pas une quantité d'acide carbonique capable de troubler l'eau de chaux ou l'eau de baryte. Or, comme dans son extraction, le phosphore n'est en contact qu'avec ces deux corps combustibles, et de plus l'hydrogène, l'oxigène, la chaux, les parois de la cornue, et qu'il n'est pas probable qu'un tel effet soit dû à l'un de ces trois derniers corps, l'on est conduit à penser qu'il est produit par l'hydrogène. En admettant cette hypothèse, serait-ce le phosphore noir ou l'autre qui serait hydrogéné? L'on parviendrait peut-être à le savoir en les soumettant comparativement à l'action de la pile; et dès à présent même, si j'étais forcé d'adopter une opinion, je croirais que c'est celui qui reste transparent qui contient de l'hydrogène, parce que, d'après M. Davy, lorsque le phosphore ordinaire est fondu et qu'on y fait passer un courant voltaïque, il y a formation d'hydrogène phosphoré.

La distillation du phosphore ne doit point être faite sans précaution, ni sur des quantités considérables : autre-

Digitized by Google

ment la facilité et l'énergie avec lesquelles ce corps brûle pourraient la rendre dangereuse. Il faut introduire le phosphore dans une petite cornue de verre, placer la cornue dans un petit fourneau à réverbère, en incliner fortement le col et le tenir chaud, plonger son extrémité dans de l'eau presque bouillante, porter peu à peu, au moyen de charbons incandescens, le phosphore jusqu'à l'ébullition, l'entretenir jusqu'à ce qu'il soit distillé tout entier, ce qu'on reconnaîtra en suivant attentivement l'opération, et aux oscillations fréquentes et brusques de l'eau; retirer de celle-ci le col de la cornue et le boucher de suite. Si par hasard l'eau s'élevait trop dans le col, l'on y ferait rentrer, en le soulevant doucement, de petites quantités d'air à la fois : par là on préviendrait les inconvéniens d'une ascension plus grande, ou de la combustion trop vive que pourrait occasioner la rentrée trop subite de l'air. La distillation du phosphore a lieu bien au-dessous de la chaleur rouge : à en juger par le feu nécessaire pour l'opérer, elle n'exige même pas 200° : du reste, quelques précautions que l'on prenne, il reste toujours dans la cornue un peu d'une poudre rouge très-légère et très-divisée, qui n'est que de l'oxide de phosphore.

Les rayons solaires ne sont point à beaucoup près sans action sur le phosphore; ils le colorent en rouge sans le rendre opaque, et ce changement de couleur, remarqué d'abord par M. Vogel, a lieu dans le vide comme au sein du gaz hydrogène, du gaz azote, etc.; il se produit même à la lumière diffuse, mais très-lentement. Ne serait-il pas dû à ce que le phosphore retiendrait un peu d'humidité, et à ce que, par la décomposition de l'eau, il se formerait un peu d'oxide de phosphore, qui est rouge?

Le phosphore nous présente, avec l'oxigène et les autres gaz, des phénomènes très-remarquables.

1°. Que l'on remplisse sur le mercure ou sur l'eau, à

Digitized by Google

une température qui ne dépasse pas 27° et sous la pression de 76 centimètres, une éprouvette de gaz oxigène, et que l'on y introduise un cylindre de phosphore, il ne se produira aucune absorption dans l'espace de vingt-quatre heures; mais si, la température restant la même ou ne s'abaissant que d'un certain nombre de degrés, la pression vient à diminuer et à n'être plus que de 5 à 10 centimètres; si, par exemple, l'on fait passer le phosphore avec quelques bulles de gaz oxigène dans un baromètre, le phosphore s'entourera de vapeurs blanches, il deviendra lumineux dans l'obscurité et absorbera peu à peu tout le gaz, en donnant lieu à de l'acide phosphatique, ainsi que M. Bellani de Monza l'a observé le premier. Plus on diminuera la pression, et moins il faudra de chaleur pour produire la combustion : toutefois elle n'aura plus lieu à + 5° et au-dessous.

2°. Si, dans l'expérience précédente, on augmente la pression du gaz au lieu de la diminuer, la combustion du phosphore ne se déterminera qu'à une température plus élevée.

3°. L'addition d'une plus ou moins grande quantité d'azote ou d'hydrogène ou d'acide carbonique à un volume donné d'oxigène, produit, relativement à la combustion du phosphore dans celui-ci au-dessous de 27°, le même effet qu'une diminution de pression. C'est pourquoi le phosphore est lumineux dans l'air : il y brûle lentement, en absorbe l'oxigène et en isole l'azote.

4°. Le phosphore, en vertu de sa force élastique, doit se réduire sensiblement en vapeur, à la température ordinaire, dans tous les gaz qui ne l'attaquent point, par conséquent dans presque tous : aussi, lorsqu'on tient pendant quelque temps un cylindre de phosphore dans une éprouvette pleine de gaz oxigène; qu'au bout de ce temps on l'en retire, et qu'on fait passer dans celle-ci de l'air, ou

Digitized by Google

de l'hydrogène, ou de l'azote, à l'instant même il se forme dans l'éprouvette un nuage lumineux, blanc, et dû à la combustion du phosphore. Le même phénomène aurait lieu si, le cylindre de phosphore étant mis d'abord en contact avec l'azote, ou l'acide carbonique, ou l'hydrogène, l'on faisait ensuite passer de l'air ou de l'oxigène dans l'éprouvette.

M. Bellani, qui, parmi ces observations, a fait le premier celles qui sont relatives à la diminution de pression, en a conclu, contre l'opinion reçue, que les molécules d'un même gaz avaient encore une certaine force attractive; que c'était cette force qui s'opposait à ce que l'oxigène, à la température et sous la pression ordinaires, pût s'unir avec le phosphore; qu'on la diminuait en raréfiant le gaz par une moindre pression, et qu'alors la combustion du phosphore pouvait avoir lieu; que l'azote, l'hydrogène, l'acide carbonique, etc. produisaient le même effet ou agissaient de la même manière, parce qu'ils isolaient les molécules de l'oxigène, et qu'ainsi leur action n'était que mécanique. (*Journal de Pharmacie*, t. v, p. 489.) (*a*).

Cependant, si la cohésion n'était pas détruite dans les gaz, il semble qu'ils ne devraient pas se mêler, surtout

---

(*a*) J'ai répété plusieurs fois l'expérience numéro 1, et toujours avec succès. Je n'ai point répété celle du numéro 2. Celle du numéro 3 est connue depuis long-temps. J'ai fait un grand nombre de fois celle du numéro 4, et j'ai observé que l'azote extrait de l'air par le phosphore, que l'hydrogène et l'acide carbonique, mis en contact avec un cylindre de phosphore pendant cinq à six heures, à la température de 17°, acquièrent constamment, le cylindre étant retiré, la propriété de devenir lumineux dans l'obscurité lorsqu'on les mêle à un peu d'air ou d'oxigène; que l'hydrogène per-carboné, et l'azote extrait de l'air par un mélange de soufre, de fer et d'eau, ne présentent rien de semblable. Quant à l'oxigène, je n'ai réussi que quelquefois à le rendre lumineux, quoique je le mêlasse tout de suite avec beaucoup d'hydrogène, d'azote ou d'acide carbonique : la lumière n'apparaissait jamais dans tout l'espace occupé par le gaz.

Digitized by Google

quand leur densité est très-différente; il semble aussi que si l'action chimique n'entrait pour rien dans le phénomène, tous ceux dans lesquels le phosphore peut se réduire en vapeur devraient être capables d'en opérer également la combustion, mêlés à l'oxigène; et c'est ce qui n'est pas, comme on le verra par le tableau suivant, dont toutes les expériences ont été faites à la température de 17°, et sous la pression de 75 centimètres.

Digitized by Google

NOMS DES GAZ.	OXIGÈNE, 40. Autre gaz, 200.	OXIGÈNE, 80. Autre gaz, 200.	OXIGÈNE, 120. Autre gaz, 200.	OXIGÈNE, 160. Autre gaz, 200.	OXIGÈNE, 200. Autre gaz, 200.
Oxigène; et hydrogène	Combustion totale; lumière vive	Combustion totale; lumière qui peu à peu s'accroît	Combustion lente, qui s'achève en 24 heures	o	o
Oxigène; acide carbonique	*idem*	*idem*	o	o	o
Oxigène; protoxide d'azote	*idem*	*idem*	o	o	o
Oxigène; hydrogène per-carboné	o	o	o	o	o
Oxigène; azote, extrait de l'air par une pâte faite avec du fer et du soufre	o	o	o	o	o
Oxigène; oxide de carbone, provenant du marbre calciné avec le charbon	Combustion totale; lumière vive		o	o	o
Oxigène; et air en proportion telles que l'oxigène et l'azote se trouvent dans celles ci-dessus indiquées	Combustion totale; lumière vive	Combustion totale; lumière vive	Combustion totale; lumière qui devient bientôt vive	Combustion totale; lumière	Combustion totale; lumière.

Digitized by Google

Le phosphore brûle encore dans un mélange d'air et d'oxigène tel qu'il y ait 4 d'oxigène et 3 d'azote ; l'oxigène finit par être absorbé : au-delà, la combustion est pour ainsi dire insensible ; elle n'a plus lieu du tout en ne mêlant avec l'oxigène que la moitié de son volume d'azote.

Si le phosphore à l'état solide n'agit pas, ou n'agit tout au plus que très-lentement sur l'oxigène, il en est tout autrement du phosphore fondu ; il absorbe et solidifie ce gaz tout-à-coup ; et de là résultent de l'acide phosphorique, beaucoup de chaleur, et un si grand dégagement de lumière que l'œil en est ébloui. En effet, que l'on remplisse de mercure une petite cloche de verre longue et étroite, et que l'on y introduise environ deux grammes de phosphore desséché avec du papier joseph, ce corps étant beaucoup plus léger que le mercure arrivera promptement au haut de la cloche ; qu'on le fonde à la lampe à esprit-de-vin ou avec des charbons incandescens, et qu'alors on fasse passer du gaz oxigène bulle à bulle dans la cloche, chaque bulle, aussitôt qu'elle touchera le phosphore, disparaîtra à l'instant même, en frappant les yeux d'un trait de lumière aussi vif que celui d'un éclair. L'on peut encore, lorsqu'on ne veut qu'être témoin de la vive combustion du phosphore, placer à-peu-près 1 gramme de ce corps dans une petite coupelle suspendue à l'une des extrémités d'un fil de fer qui, par l'autre, tient à un bouchon, enflammer le phosphore, et plonger la coupelle dans un grand flacon plein de gaz oxigène.

Outre les acides phosphatique et phosphorique, le phosphore est capable de produire deux autres acides et peut-être deux autres oxides, de sorte qu'il s'unirait en six proportions avec l'oxigène. Ces divers composés ne seront étudiés que lorsque nous traiterons des corps brûlés (299 et 348).

Il possède, d'ailleurs, la propriété de se combiner à un

Digitized by Google

grand nombre de corps combustibles; savoir : à l'hydrogène, au soufre, au sélénium, au chlore, à l'iode et à presque tous les métaux. Son union avec le carbone et l'azote est problématique; celle qu'il pourrait contracter avec le bore n'a point encore été tentée.

Comme le phosphore a une grande action sur l'air, on est obligé de le conserver dans des vases qui ne contiennent aucune portion de ce fluide élastique : pour cela on se sert d'eau bouillie et refroidie sans le contact de l'air atmosphérique; on met de l'eau dans une bassine avec des flacons à l'émeri; on porte l'eau à l'ébullition; on la maintient à ce degré de chaleur pendant sept à huit minutes; on retire les flacons pleins d'eau; on les bouche; quand ils sont froids, on les remplit de phosphore; on les bouche de nouveau et on les place dans un lieu obscur.

99. *Etat naturel.* — Le phosphore, brûlant avec tant de facilité, ne doit point exister à l'état de pureté dans la nature : aussi, jusqu'à présent, ne l'a-t-on rencontré qu'en combinaison avec d'autres corps; savoir, d'une part, avec l'oxigène et des oxides métalliques, dans quelques phosphates, particulièrement dans le phosphate de chaux, qui forme en grande partie la base solide des os des animaux; et, d'une autre part, dans la laitance de carpe, et une partie de la matière cérébrale et des nerfs, substances qui sont composées d'hydrogène, d'oxigène, de carbone, d'azote et de phosphore.

100. *Extraction.* — C'est des os que le phosphore s'extrait, par un procédé que nous décrirons dans l'histoire des *phosphates* (787 *bis*).

Usages. — Ses usages sont bornés : on ne l'emploie que pour analyser l'air, obtenir quelques produits particuliers dans les laboratoires, et faire des briquets phosphoriques. Ceux-ci ne sont que des tubes de verre que l'on tient bouchés, et qui contiennent du phosphore en partie oxidé.

Digitized by Google

Leur préparation est fort simple : prenez un tube ou plutôt un petit flacon à l'émeri long et étroit ; remplissez-le presque entièrement de phosphore sec ; exposez-le au-dessus de quelques charbons incandescens, en le saisissant avec une pince, et chauffez-le ainsi jusqu'à ce qu'il se manifeste une légère flamme autour du goulot du flacon, et que, placé entre l'œil et la lumière, le flacon paraisse transparent et rouge; alors ôtez-le de dessus le feu et bouchez-le. Lorsque vous voudrez vous en servir, vous plongerez dedans une allumette soufrée, vous détacherez par le frottement une parcelle de phosphore, et vous retirerez l'allumette, qui, dans l'air, s'enflammera tout de suite. Si elle ne prenait pas feu, vous n'auriez qu'à la frotter rapidement sur un bouchon de liége, ou, mieux encore, sur du feutre : son inflammation alors serait toujours instantanée. Un corps lisse, tel que le verre, etc., ne produirait pas le même effet. Vous parviendriez encore facilement à enflammer l'allumette en mouillant son extrémité d'un peu de salive avant de la plonger dans le briquet.

Action du phosphore sur l'économie animale. — Le phosphore est un excitant violent et général. A une très-faible dose, ses effets sont prompts, mais de courte durée : il stimule, par exemple, en très-peu de temps les organes de la génération. Les expériences d'Alphonse-Leroy sur lui-même, celles de Chenevix et de Pelletier sur des canards et des coqs, que l'âge avait rendus débiles et impuissans, ne laissent aucun doute à cet égard. A une dose trop forte, il donne la mort en déterminant une vive inflammation. Quelques médecins l'ont administré dissous dans l'alcool, l'éther ou les huiles ; d'autres en pilules avec la mie de pain. Dans tous les cas, on en donne tout au plus un grain par jour.

Digitized by Google

Du Soufre.

101. *Propriétés physiques.*—Le soufre, dont la découverte remonte à l'antiquité la plus reculée, est solide, jaune-citron, très-friable, insipide. Quoique sans odeur, il en prend une légère par le frottement. Un petit choc suffit pour le briser. Lorsqu'on le serre dans la main, ou qu'on l'échauffe un peu, il craque et souvent se rompt. Sa cassure est luisante, et sa pesanteur spécifique de 1,99.

Propriétés chimiques.—Le soufre est un très-mauvais conducteur du fluide électrique : c'est l'un des corps à la surface desquels le frottement développe l'électricité résineuse. Il est doué d'un pouvoir réfringent considérable. Sa fusion a lieu de 107 à 109°. Si, lorsqu'il est fondu, on le laisse refroidir, toutes les parties extérieures se solidifient d'abord; si alors, perçant la croûte supérieure, on décante les parties intérieures qui sont encore liquides, le creuset qui le contient se trouve tapissé d'une foule d'aiguilles cristallines. Parmi ces aiguilles cristallines, plusieurs semblent régulières et affectent, sans doute de même que les cristaux naturels bien terminés, des formes octaèdres à base rhomboïdale, qui se rattachent aux modifications du prisme rhomboïdal.

Par une fusion prolongée le soufre acquiert des propriétés nouvelles : il change d'aspect, devient rouge-hyacinthe, s'épaissit et contracte la faculté de rester mou long-temps, même après avoir été versé dans l'eau froide. Plusieurs chimistes croient que, dans ce cas, il se combine avec l'oxigène : cette opinion est d'autant moins probable qu'il finit par reprendre sa couleur, sa fragilité, et par revenir enfin au même état qu'auparavant.

La chaleur n'est pas seulement capable de fondre le soufre; elle peut encore le gazéifier. Pour s'en assurer, il

Digitized by Google

suffit de remplir de soufre une cornue de verre aux trois quarts, d'y adapter une allonge dont l'extrémité plonge dans une capsule ou dans une terrine pleine d'eau; de disposer cette cornue à feu nu, sur un fourneau muni de son laboratoire, et de la chauffer peu à peu : le soufre fondra, deviendra limpide, bouillira, et se réduira, bien au-dessous de la chaleur rouge, en un gaz jaune qui se liquéfiera dans le col de la cornue, coulera dans l'allonge, et de là dans la capsule, où il se figera et cristallisera confusément.

Le soufre est sans action sur l'oxigène à la température ordinaire; mais à un degré de chaleur un peu plus élevé que celui de sa fusion, par exemple, à 150°, il prend feu dans ce gaz, y brûle avec une flamme d'un blanc bleuâtre, et produit, en s'unissant avec lui, du gaz sulfureux dont l'odeur est pénétrante et insupportable. Tout le monde sait que telle est aussi sa manière d'agir sur l'air atmosphérique; et, en effet, celle-ci ne diffère de la précédente qu'en ce qu'elle est moins vive : c'est ce qu'il sera facile de constater en mettant du soufre dans une petite coupelle suspendue à l'extrémité d'un fil de fer, dont l'autre bout sera attaché à un bouchon; le soufre étant enflammé, qu'on le plonge dans un flacon plein d'oxigène, et l'on verra que la combustion deviendra tout-à-coup bien plus active qu'elle n'était d'abord. Par ce moyen, à la vérité, le gaz sulfureux se trouve en grande partie perdu; mais s'agit-il de le recueillir, et même d'en apprécier la quantité, remplissez d'oxigène, sur le bain de mercure, les deux tiers de la capacité d'une petite cloche de verre courbe; portez avec une tige de fer un petit fragment de soufre jusque dans la partie courbe de la cloche, et chauffez le soufre avec la lampe à esprit-de-vin; bientôt une vive combustion aura lieu, le soufre disparaîtra complètement si le gaz oxigène est en grand excès, et vous retrouverez dans la cloche tout le gaz sulfureux mêlé avec l'oxigène

Digitized by Google

excédant. Agitant ensuite le mélange gazeux avec un peu d'eau, vous dissoudrez seulement l'acide sulfureux, de sorte que, pour reconnaître la quantité de l'acide qui se produit et la quantité d'oxigène absorbé, il ne faudra que mesurer avec soin les différens gaz à toutes les époques de l'opération. Un volume de gaz oxigène ne produit pas tout-à-fait un volume de gaz sulfureux : néanmoins, il ne faut brûler que quelques centigrammes de soufre à la fois, car l'expansion subite du gaz pourrait être assez grande pour briser la cloche.

Indépendamment de l'acide sulfureux, le soufre peut encore produire de l'acide sulfurique, de l'acide hypo-sulfurique et de l'acide hypo-sulfureux; mais ceux-ci ne se forment qu'autant que leurs élémens sont en présence d'un corps pour lequel ils ont de l'affinité, par exemple, de l'eau ou d'un oxide métallique.

Le soufre paraît doué de la propriété de se combiner avec tous les métaux et tous les corps simples non métalliques, le bore et l'azote exceptés. Ces sortes de combinaisons seront examinées par la suite.

102. *État naturel.* — Le soufre est très-répandu dans la nature; il y existe à l'état natif et à l'état de combinaison.

A l'état natif, on le trouve souvent en masses translucides ou opaques, qui forment des couches dans diverses sortes de terrains; souvent aussi en petites parties disséminées dans différentes pierres; moins souvent en cristaux jaunes-verdâtres ou brun-rougeâtres, presque toujours transparens; quelquefois en poussière.

Le soufre natif a été découvert dans quelques roches quarzeuses des terrains primitifs et intermédiaires (*Brésil et Cordillères de Quito*); on le connaît en grande quantité et parfois en couches assez épaisses dans les terrains secondaires. (*Val di Noto* et *Mazzara* en Sicile,

Digitized by Google

Cesène à six lieues de Ravenne sur l'Adriatique, *Conilla* près de Gibraltar, etc.); il accompagne aussi très-fréquemment le sel commun qui appartient, en général, à cette époque de formation; il se rencontre encore dans les terrains tertiaires, et même on le voit se *former* sous nos yeux dans les fosses d'aisances, dans des égouts, dans le sulfate de chaux ou pierre à plâtre des environs de Paris; on le rencontre enfin très-abondamment dans tous les volcans actifs, tels que le Vésuve, Vulcano, l'Étna, Ténériffe, ceux de l'Amérique méridionale, etc., qui en laissent dégager continuellement, et dans les solfatares ou soufrières, parmi lesquelles on peut citer plus particulièrement celle de Puzzol dans le territoire de Naples, celles de la Guadeloupe, de Sainte-Lucie et de l'Islande.

Quoique le soufre natif soit commun, le soufre en état de combinaison l'est plus encore; il fait partie d'un grand nombre de sulfates et de sulfures naturels. Parmi ceux-ci, nous citerons : les sulfures de fer, qui sont très-abondans dans tous les terrains; les sulfures de plomb, de mercure et d'antimoine, qui constituent des filons, des amas, des couches puissantes, et dont on extrait tout le plomb, le mercure et l'antimoine que les arts consomment; le sulfure de cuivre, que l'on exploite pour en retirer le métal; et le sulfure de zinc, connu vulgairement sous le nom de *blende*. Parmi les sulfates, nous ne nommerons que le sulfate de chaux ou la pierre à plâtre, dont il existe des couches très-étendues dans les terrains intermédiaires, secondaires et même tertiaires; et le sulfate double d'alumine et de potasse (ou alunite), qui appartient aux débris des terrains ignés les plus anciens, et qu'on connaît à Tolfa dans les Etats romains, à Piombino en Toscane, en Hongrie, dans les îles de l'Archipel grec, et même en France au Mont-d'Or.

Ce ne sont pas là d'ailleurs les seuls composés naturels

Digitized by Google

qui contiennent du soufre. Ce corps combustible se trouve aussi dans les eaux minérales sulfureuses, uni à l'hydrogène. Plusieurs plantes, telles que les crucifères, en renferment également des quantités très-sensibles; il existe même dans quelques matières animales, et c'est à sa présence dans les œufs qu'est due la cause pour laquelle ceux-ci noircissent les vases d'argent, et acquièrent en se putréfiant une odeur infecte.

103. *Extraction.* — Le soufre s'extrait ou des terres avec lesquelles il se trouve mêlé aux environs des volcans et des solfatares, ou des composés qu'il forme avec le fer et avec le cuivre : de là deux procédés d'extraction. Le premier s'exécute à la Solfatare de Pouzzol, de la manière suivante :

On place dix pots ou creusets de terre cuite, cinq d'un côté et cinq de l'autre, d'environ un mètre de hauteur, de vingt litres de capacité, et renflés vers le milieu, dans un long fourneau appelé *galère* (*a*). Les creusets sont tellement disposés dans l'épaisseur même des parois de la galère, que leur ventre déborde en dedans et en dehors, et que leur partie supérieure sort à travers la surface du dôme. Après les avoir remplis de morceaux de mine de la grosseur du poing, on les recouvre d'un couvercle en terre, et l'on

(*a*) On appelle *galère* un fourneau long, ordinairement en briques, qui a la forme d'un prisme rectangulaire d'environ 3 à 4 mètres de longueur, 9 à 12 décimètres de largeur, et 7 à 9 décimètres de hauteur, et qui est terminé supérieurement par un demi-cylindre qu'on appelle *dôme*. A l'une de ses extrémités est une porte par laquelle on introduit le combustible; à l'autre est une cheminée plus ou moins élevée. La galère dont il s'agit ici a 22 décimètres de long sur 7 décimètres et demi de haut, et 5 décimètres intérieurement d'une paroi à l'autre.

Il existe aussi des galères qui ne sont que des fourneaux ronds, à réverbère, d'un grand diamètre. Les vases contenant la matière que l'on veut chauffer se mettent tout autour; l'on peut ainsi placer 8 à 10 cornues assez grandes.

Digitized by Google

adapte, à une ouverture pratiquée à leur partie supérieure et latérale, un tuyau d'environ quatre centimètres de diamètre, qui se rend en s'inclinant dans un autre pot couvert, percé par son fond, et situé au-dessus d'une tinette en bois pleine d'eau. Les choses étant ainsi disposées, l'on chauffe le fourneau; bientôt le soufre fond, se boursouffle, se sublime, tombe, sous forme liquide, dans la tinette, où il se fige; lorsqu'il est entièrement vaporisé, on retire le résidu, on remplit les creusets de nouvelle mine, et l'on procède à une seconde opération. Le soufre obtenu de cette manière est connu sous le nom de *soufre brut*: il n'est point pur; il contient environ $\frac{1}{12}$ de son poids de matière terreuse qu'il a entraînée en se boursoufflant.

Autrefois le soufre brut se purifiait en le fondant dans une chaudière de fonte, et le tenant en fusion jusqu'à ce que les matières qui l'altéraient fussent déposées : puisé alors avec une cuiller à projection, il était coulé en cylindres. Non-seulement ce procédé ne débarrassait point le soufre de toutes ses impuretés; mais encore il en résultait une perte assez considérable, due à ce que le dépôt qu'on jetait était très-riche en soufre. Aujourd'hui on le purifie en le distillant dans une grande chaudière en fonte, surmontée d'un chapiteau en maçonnerie, qui communique par une ouverture avec une chambre latérale. La chaudière est placée sur un fourneau tirant bien; elle peut contenir 5 à 600 kilogrammes de soufre, et quoiqu'elle ait 27 millimètres d'épaisseur, elle ne résiste à l'action du soufre que pendant quatre à cinq mois. Indépendamment de l'ouverture par laquelle le chapiteau communique avec la chambre, il en présente une autre qu'on ferme à volonté, et par laquelle on charge la chaudière, et l'on retire le résidu à la fin de chaque distillation. Quant à la chambre, elle est en maçonnerie et varie en grandeur; des conduits munis de robinets doivent y être pratiqués à fleur du sol,

Digitized by Google

pour porter le soufre liquide au dehors, et sa voûte doit être garnie d'une soupape pour laisser dégager l'air raréfié.

On peut faire à volonté, au moyen de cet appareil, du soufre en masse ou de la fleur de soufre.

Si l'on distille 100 kilogr. de soufre par heure dans une chambre de 64 mètres cubes, on obtiendra du soufre en masse; si la chambre est quintuple, et si l'on suspend l'opération pendant la nuit, on obtiendra de la fleur : c'est que, dans le premier cas, le soufre en vapeur se condensera dans la chambre au point seulement de devenir liquide; au lieu que, dans le second, il s'y solidifiera, et donnera lieu à une poudre extrêmement ténue. Dans celui-ci, on ne le retirera que par une porte que l'on tient fermée pendant toute l'opération; dans l'autre, il coulera lui-même de la chambre, par les conduits à fleur du sol, dans des moules en bois de sapin, mouillés et égouttés, où il prendra la forme de cylindres : on le verse dans le commerce sous cette forme, et on l'y connaît sous le nom de *soufre en canon,* dont l'intérieur contient souvent des cristaux aiguillés.

Le soufre ne s'extrait pas seulement des terres avec lesquelles il se trouve mêlé aux environs des pays volcanisés, on le retire encore du sulfure de fer au maximum de sulfuration.

De tous les procédés que l'on peut employer, le meilleur à beaucoup près consiste à calciner le sulfure sans le contact de l'air : cependant, il n'est que rarement pratiqué, à raison des obstacles que l'on éprouve à se procurer des vases qui puissent résister à l'action corrosive ou pénétrante du soufre. M. Dartigues, l'un de nos plus habiles manufacturiers, a résolu le premier cet important problème dans un de ses établissemens aux environs de Namur. Les vases dont il se sert et qu'il fabrique sont des cylindres de

Digitized by Google

terre si bons qu'il n'est obligé de les renouveler que de temps en temps. Il en place jusqu'à vingt-quatre dans le même four sur deux rangs qui sont l'un au-dessus de l'autre. Leur position est horizontale, et leur longueur égale à la largeur du four qu'ils traversent. Chacun d'eux contient environ 25 kilog. de sulfure. Tous se chargent par l'une de leurs extremités qu'on débouche et qu'on ferme à volonté, et la distillation se fait par l'autre, à laquelle se trouve adaptée une allonge qui porte le soufre dans des caisses de bois en partie pleines d'eau et fermées par un couvercle en plomb. Le feu n'est jamais assez fort pour fondre la matière : à la vérité, elle ne fournit que 13 à 14 pour 100 de soufre ; mais aussi elle est facile à retirer, point essentiel, puisqu'autrement l'opération ne pourrait être continuée dans les mêmes vases. Le sulfure, après six heures de calcination, est remplacé par d'autre qui, au bout de ce temps, l'est lui-même à son tour, etc. Ainsi privé d'une partie de son soufre, il se convertit aisément, par le contact de l'air atmosphérique, en sulfate de fer ; quelquefois même il prend feu spontanément, comme nous le verrons par la suite (833).

Usages. — Le bas prix du soufre, et la propriété qu'il a de brûler facilement, font qu'on en imprègne l'extrémité des allumettes pour les rendre plus inflammables et se procurer facilement de la lumière. C'est en faisant brûler le soufre, et en exposant la soie et la laine à l'action de l'acide sulfureux qui se produit, qu'on parvient à blanchir parfaitement ces substances. Mêlé au nitre et au charbon, il constitue la poudre à canon. Combiné et sublimé avec le mercure, il forme le cinnabre. Chauffé avec le cuivre, dans un four à réverbère, il en résulte une masse qui fournit aux arts une partie du sulfate de cuivre qu'ils consomment. En le fondant dans un creuset avec la potasse, on obtient le foie de soufre. Quelquefois il est employé

Digitized by Google

pour sceller le fer dans la pierre; il l'est surtout dans la fabrication de l'acide sulfurique du commerce.

Enfin la médecine s'en sert à l'extérieur contre les maladies de la peau, et à l'intérieur spécialement contre les maladies chroniques du poumon et des viscères abdominaux. Extérieurement, on l'applique mêlé aux corps gras, tels que le cérat, la graisse de porc; intérieurement on le donne principalement sous forme de pastilles, quelquefois jusqu'à un gros par jour.

Du Sélénium.

103 *bis*. Le sélénium, dont le nom est tiré de *sélénè* (la lune), est un corps nouvellement découvert par M. Berzelius, et jusqu'ici très-rare. L'auteur l'a placé parmi les métaux; mais comme il ajoute qu'on pourrait, avec tout autant de raison, le mettre au rang des corps combustibles non métalliques, nous avons adopté cette dernière classification, qui nous paraît plus convenable.

Propriétés. — Le sélénium, à la température ordinaire, est solide, sans saveur, sans odeur, très-fragile, cassant comme le verre, et facile à pulvériser. Il n'a que très-peu de tendance à cristalliser : aussi M. Berzelius n'a-t-il pu déterminer la forme de quelques rudimens de cristaux qu'il est parvenu à se procurer dans plusieurs expériences. Le couteau le raye aisément. C'est un mauvais conducteur du calorique et du fluide électrique. Il ne s'électrise point, comme le soufre, par le frottement. Sa pesanteur spécifique est entre 4,30 et 4,32. Fondu et refroidi rapidement, il se prend en une masse opaque, dont la surface est polie et d'un brun très-obscur, et dont la cassure a la couleur du plomb, et en même temps l'aspect vitreux et métallique. Lorsqu'au contraire, après l'avoir fondu, on le laisse refroidir bien lentement, sa surface devient raboteuse, grenue; elle a toujours l'aspect du plomb, mais elle n'a

Digitized by Google

plus de poli. Dans tous les cas, réduit en poudre, il est d'un rouge foncé. Toutefois, cette poudre s'agglutine par le broiement et devient luisante et grise à la surface.

Exposé à l'action du feu, il ne tarde point à se ramollir; à 100°, il est demi-liquide; à quelques degrés au-dessus, sa fusion est complète. Si alors on le retire du feu, il redevient mou; et s'il est examiné dans cet état, on trouve qu'il peut se pétrir entre les doigts comme de la cire d'Espagne, et se tirer en longs fils translucides, élastiques, qui paraissent rouges vus par transmission, et qui sont gris et ont le brillant métallique vus par réflexion.

Non-seulement il est facile de fondre le sélénium, mais on peut le faire bouillir sans aucune difficulté. Qu'on le chauffe dans une cornue de verre, et l'on observera que son ébullition aura lieu au-dessous de la chaleur rouge, et qu'il se transformera en un gaz d'un jaune foncé qui ne tardera point à se condenser dans le col du vase en gouttelettes noires. En élevant assez la température pour faire rendre le gaz dans des récipiens où il puisse se solidifier tout de suite, il en résulte une fumée rouge qui n'est point odorante; elle se dépose en une poudre fine de même couleur, et ressemble, pour la ténuité, à de la fleur de soufre.

Le sélénium n'a d'action sur le gaz oxigène qu'à l'aide de la chaleur, et donne lieu à des produits différens selon le mode d'expérience que l'on suit.

Prenez un ballon; remplissez-le de gaz oxigène; versez-y ensuite un peu de sélénium, et adaptez-y un tube qui communiquera avec une cloche pleine elle-même d'oxigène, sous la pression ordinaire; puis chauffez peu à peu le matras : si le vase n'a que 27 à 28 millimètres de diamètre, le sélénium s'enflammera au moment où il commencera à bouillir, brûlera avec une flamme peu intense, blanche vers la base et verte ou d'un vert bleuâtre à la

Digitized by Google

partie supérieure. Dans ce cas, il se produira de l'acide sélénique qui se sublimera et se condensera en poudre blanche, et tout le sélénium finira par disparaître. L'expérience réussira mieux encore lorsqu'elle sera disposée de manière à diriger un courant de gaz oxigène sur le corps en fusion. On peut aussi la faire assez bien dans une cloche courbe sur le mercure. (*Voyez* 423 *ter.*)

Mais si le ballon a une capacité de quelques litres, le sélénium ne prendra pas feu, s'unira toutefois à l'oxigène; et alors, au lieu d'acide, il se formera un oxide qui restera à l'état de gaz, et dont l'odeur sera analogue à celle des choux pourris. Pourquoi cette différence d'action? M. Berzélius l'attribue à ce que dans le grand vase, le sélénium trouve assez d'espace pour se volatiliser et pour se disperser; tandis que c'est tout le contraire dans le petit. Nous ne nous occuperons d'une manière particulière de l'oxide de sélénium et de l'acide sélénique, qui sont les seuls corps brûlés que le sélénium puisse former, qu'en traitant des oxides et des acides (299 *bis* et 423 *ter*).

L'hydrogène se combine aussi très-bien avec le sélénium : il en est de même du phosphore, du soufre et des métaux. Ces combinaisons seront examinées sous les numéros (187 *ter* et 246 *ter*). Il paraît que M. Berzelius n'a point tenté de l'unir au bore, au carbone, au chlore, à l'iode, ni à l'azote.

Etat naturel.— Le sélénium ne s'est trouvé jusqu'ici que dans deux espèces minérales : l'une est le séléniure de cuivre; l'autre est un minéral que M. Berzelius a appelé *eukairite*, et dont il a retiré, sur 100 : argent, 38,93; cuivre, 23,05; sélénium, 26,00; substances terreuses étrangères, 8,900; perte, 3,12. Le séléniure existe dans la pyrite de Fahlun, et l'eukairite dans une ancienne mine de cuivre abandonnée à Skrickerum, paroisse de Tryserum en Smoland.

Digitized by Google

Préparation. — C'est dans le soufre, extrait à Fahlun par le grillage des pyrites, que M. Berzelius a rencontré pour la première fois le sélénium. Lorsqu'on se sert de ce soufre pour fabriquer de l'acide sulfurique dans une chambre de plomb, il se dépose sur les parois de celle-ci un sédiment rouge, dont M. Berzelius s'était procuré deux kilogrammes.

Ce sédiment est composé de soufre, de sélénium, de mercure, de plomb, d'étain, de fer, de cuivre, de zinc et d'arsenic; en le traitant convenablement, on parvient à en isoler le nouveau corps. Nous ne décrirons point ici les diverses opérations que l'on est obligé de faire pour cela; elles sont si compliquées qu'on ne pourrait pas les comprendre; il n'en sera question qu'à l'article du séléniate de potasse (877 *bis*).

Voy. les Mém. de M. Berzelius, *Annales de Chim. et Phys.*, t. IX, p. 160, 225, 337.

Du Chlore.

104. *Historique.* — C'est à Schéele que l'on doit la découverte du chlore : il la fit en 1774. Désigné par lui sous le nom d'*acide marin déphlogistiqué*, il reçut des auteurs de la nouvelle nomenclature, à l'époque de la réformation du langage chimique, le nom d'*acide muriatique oxigéné*, et bientôt ensuite, de Kirwan, celui de *gaz oxi-muriatique*, parce qu'on regardait ce corps comme un composé d'oxigène et de l'acide du sel marin, appelé alors *acide muriatique*.

Les principales recherches dont le chlore a été l'objet sont dues à Berthollet (*Mémoires de l'Académie des Sciences*), à Guyton Morveau, à M. Chenevix (*Transactions philosophiques*, 1802), à MM. Gay-Lussac et Thenard (*Recherches physico-chimiques*, t. II, p. 93),

Digitized by Google

et à M. Davy (*Ann. de Chimie*, tomes LXXVI et LXXIX).

Berthollet en fit une étude particulière, et créa un art aujourd'hui généralement pratiqué, l'art de blanchir les toiles par le chlore. Guyton-Morveau s'en servit pour désinfecter l'air. M. Chenevix chercha le premier à déterminer la proportion des principes de l'acide muriatique oxigéné. MM. Gay-Lussac et Thenard tirèrent de leurs expériences cette conséquence importante : que l'acide muriatique oxigéné, qui jusqu'alors avait été regardé comme un corps composé, pouvait être considéré comme un corps simple, et que tous les phénomènes qu'il présentait s'expliquaient très-bien dans cette hypothèse. M. Davy, dix-huit mois après que nous l'eûmes énoncée, l'adopta exclusivement.

Enfin, presque tous les chimistes la préfèrent maintenant à l'ancienne, surtout depuis la découverte de l'iode, corps qui a la plus grande analogie avec le chlore.

104 *bis*. *Propriétés physiques*. — Le chlore, ainsi nommé à cause de sa couleur, est un gaz jaune-verdâtre, dont la saveur et l'odeur sont désagréables, fortes, et tellement caractérisées, qu'elles permettent de le reconnaître toujours avec facilité. Sa pesanteur spécifique est de 2,4216 (113). La flamme des bougies qu'on plonge dans ce gaz pâlit d'abord, rougit, et ensuite disparaît.

Le chlore bien sec n'a encore pu être ni liquéfié, ni à plus forte raison solidifié par un abaissement de température; sous la pression ordinaire il résiste à un froid de 50°; il faut qu'il soit humide pour se congeler : alors sa congélation a même lieu au-dessus de zéro; il en résulte un hydrate que nous avons fait connaître avec M. Gay-Lussac, et que M. Faraday regarde comme formé de 27,7 de chlore et de 72,3 d'eau. Cet hydrate, d'après les expériences de ce dernier chimiste, desséché entre des feuilles de papier joseph, et chauffé convenablement dans un tube

Digitized by Google

scellé à la lampe, donne lieu à deux liquides, l'un de couleur jaune-pâle qui n'est pour ainsi dire que de l'eau, et l'autre de couleur jaune-verdâtre foncée qui est du chlore pur : aussi liquéfie-t-on le chlore gazeux et sec en le comprimant et le refroidissant en même temps. (M. Faraday, *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XXII, p. 323.)

Soumis à une excessive chaleur, il n'éprouve aucune altération : c'est ce que l'on démontre en adaptant une cornue de verre où ce gaz est produit, à l'extrémité d'un tube de porcelaine qui traverse un fourneau plein de charbon, et alimenté d'air par un bon soufflet : le gaz sort du tube, possédant les mêmes propriétés qu'en y entrant ; on peut le recueillir sur l'eau, au moyen d'un petit tube recourbé.

Dissous dans l'eau et placé dans le courant du fluide de la pile voltaïque, il se rend, avec l'oxigène de l'eau décomposée, au pôle positif, tandis que l'hydrogène de celle-ci se rend au pôle négatif.

Gazeux, il n'a d'action à aucune température sur l'oxigène lui-même à l'état de gaz ; mais il en est tout autrement quand l'un d'eux est sous forme de gaz naissant : aussi existe-t-il deux oxides et deux acides qui ont le chlore pour radical (300 et 424).

105. De son contact avec le gaz hydrogène résultent des phénomènes remarquables que nous devons faire connaître dès à présent.

Premièrement : lorsqu'on met, à la température ordinaire, un mélange de chlore et de gaz hydrogène dans un lieu parfaitement obscur, il n'éprouve aucune espèce d'altération, même dans l'espace d'un grand nombre de jours ; mais si, à cette température, on l'expose à la lumière diffuse, peu à peu l'hydrogène et le chlore se combinent à parties égales, et se transforment en un composé gazeux, incolore, fumant à l'air, dont le volume est le même que

Digitized by Google

celui des deux gaz qui le constituent. Nous connaîtrons ce composé par la suite sous le nom de *gaz hydro-chlorique* (455). L'expérience se fait de la manière suivante : On prend un flacon et un ballon à long col, d'une égale capacité; on use le col du ballon sur la tubulure du flacon, de manière qu'il s'y adapte exactement; ensuite on sèche ces deux vases, et on les remplit, savoir : le flacon de chlore sec, et le matras de gaz hydrogène également sec. Pour remplir le flacon de chlore, on met dans une cornue de verre les matières propres à produire ce gaz (*voy.* plus bas, art. *Préparation*); on place cette cornue sur un fourneau; on adapte à son col, par le moyen d'un petit tube de verre, un autre tube de verre d'environ 14 millimètres de diamètre, long de 5 à 6 décimètres, et rempli de fragmens de chlorure de calcium; enfin, à l'extrémité de ce tube, dont la position doit être horizontale ou peu inclinée, on en adapte un autre d'un petit diamètre, courbé à angle droit de manière que l'une de ses branches puisse pénétrer jusqu'au fond du flacon. (*La figure* 2, *planche* XXII, *représenterait parfaitement cet appareil si le tube* DD' *était coupé en* D', *et plongeât au fond d'un flacon*). L'appareil étant ainsi disposé, on chauffe peu à peu la cornue; le chlore se dégage; il traverse le chlorure de calcium, se dessèche, arrive au fond du flacon, et en chasse l'air dans l'espace de cinq à six minutes, en supposant que la capacité du flacon soit au plus d'un demi-litre : alors on bouche le flacon, après en avoir retiré peu à peu le tube.

Les moyens que l'on emploie pour remplir le ballon de gaz hydrogène sec ne diffèrent en rien des procédés ordinaires; ils consistent à remplir le ballon de mercure, et à y faire passer du gaz hydrogène desséché par la chaux, jusqu'à ce qu'il en soit plein.

Le flacon et le matras ayant été ainsi remplis des deux

Digitized by Google

gaz que l'on veut mettre en contact l'un avec l'autre, on débouche le flacon, on introduit dans son goulot le col du matras, et on l'entoure de mastic fondu pour s'opposer à la sortie des gaz ou à l'introduction de l'air. Bientôt le gaz hydrogène et le chlore se mêlent intimement, quoique leur pesanteur spécifique soit très-différente. Lorsque leur décoloration est complète, ce qui a lieu au bout de quelques jours, on en conclut que l'expérience est terminée. Cependant nous devons dire ici que pour décolorer complètement le mélange, il est nécessaire de l'exposer, au bout du second ou du troisième jour, pendant un quart d'heure ou une demi-heure, à l'action directe des rayons solaires.

Deuxièmement : que l'on expose un mélange de chlore et d'hydrogène à l'action directe des rayons solaires, il s'enflammera et détonera tout-à-coup ; la détonation sera subite et très-forte, dans le cas même où le mélange ne sera que d'un demi-litre : d'ailleurs, il se transformera entièrement en gaz hydro-chlorique, comme dans l'expérience précédente, s'il est formé de parties égales de ces deux gaz : il s'y transformerait seulement en partie si l'un des gaz était en excès par rapport à l'autre. Pour faire l'expérience, adaptez, comme nous venons de le dire tout-à-l'heure, un ballon plein de gaz hydrogène à un flacon plein de chlore; placez ces vases dans un lieu obscur pendant environ une demi-heure, et retournez-les de temps en temps sens dessus dessous, pour permettre au mélange de se faire. Alors exposez-les à l'action directe des rayons solaires ; mais prenez-vous-y de manière à être à l'abri de tout danger : il y en aurait beaucoup à tenir l'appareil au moment où il est frappé par les rayons solaires, parce qu'il se brise instantanément, tant la réaction est prompte et la détonation forte : c'est pourquoi il faut le disposer de telle sorte qu'il puisse être éclairé à volonté, sans le toucher, par une lumière diffuse ou directe.

Digitized by Google

L'expérience réussirait également bien en faisant passer sur l'eau l'hydrogène et le chlore dans un flacon, le bouchant et l'exposant au soleil : c'est même ainsi qu'on la fait le plus souvent.

Troisièmement : soumettez un mélange de chlore et d'hydrogène à une chaleur rouge ; il s'enflammera et détonera encore comme précédemment : c'est ce que l'on prouvera en remplissant une éprouvette de parties égales de ces deux gaz dans la cuve à eau, et y plongeant une bougie allumée : à l'instant même la réaction aura lieu, et l'on verra des fumées blanches apparaître dans l'air, signe de la formation du gaz hydro-chlorique. A 200°, l'inflammation aurait encore lieu ; mais une température de 100° ne la produirait pas.

Comment expliquer ces divers phénomènes ? Nous venons de voir que le chlore et l'hydrogène n'avaient d'action l'un sur l'autre qu'à une température élevée. Mais nous savons que la lumière, en se combinant avec les molécules des corps, peut agir sur eux, dans quelques circonstances, comme une chaleur rouge : par conséquent, le mélange d'hydrogène et de chlore, frappé par les rayons solaires, pourra détoner, tandis que, plongé dans l'obscurité, il ne sera point possible qu'il éprouve d'altération. Reste actuellement à concevoir pourquoi la lumière diffuse ne produit qu'une action lente : c'est que sans doute cette lumière n'agit d'abord que sur la couche extérieure ou celle qui est en contact avec la paroi du vase, c'est-à-dire, que tous les rayons capables de produire l'action chimique sont absorbés par cette couche, en telle sorte qu'il n'en arrive point ou que peu à la seconde, etc. Observons néanmoins qu'on a vu quelquefois cette sorte de lumière agir assez pour enflammer le mélange.

Quoi qu'il en soit, il suit évidemment de ce qui précède que le chlore a beaucoup d'affinité pour l'hydrogène :

Digitized by Google

cette affinité est telle, en effet, qu'il enlève ce corps à tous les autres, en donnant toujours lieu à de l'acide hydro-chlorique. Voilà pourquoi il décompose tous les gaz hydrogénés; qu'il détruit toutes les couleurs végétales et animales, et l'encre même; qu'il détruit également les miasmes ou les germes putrides qui existent quelquefois dans l'air; enfin qu'il entretient pendant quelque temps la combustion des bougies. (*Voyez*, pour plus de détails, l'*action du chlore sur les substances végétales et animales*, 1279.)

L'hydrogène n'est pas le seul corps combustible avec lequel le chlore se combine; il s'unit encore au phosphore, au soufre, à l'iode, à l'azote, à tous les métaux, assez souvent même avec dégagement de lumière. Les composés qui en résultent ne seront examinés que plus tard (188 et 247).

L'eau en dissout, à la température de 20°, et sous la pression de 0m,76, une fois et demie son volume. (*Voyez* plus loin, art. *Préparation*.)

État naturel. — Le chlore existe dans la nature en très-grande quantité, mais toujours uni à d'autres corps. Les composés dont il fait partie sont l'acide hydro-chlorique, qui se dégage souvent en abondance des volcans et qu'on trouve aussi dans l'air sur le rivage des mers; le chlorure de sodium qu'on rencontre en grandes masses dans les terrains secondaires, ainsi que dans les eaux des mers, avec les hydro-chlorates de chaux et de magnésie. Il forme encore le chlorure d'argent, le chlorure de cuivre, substances assez rares dans la nature, et l'hydro-chlorate d'ammoniaque qui se dégage des houillères enflammées et peut-être aussi des volcans.

Préparation. — C'est de l'acide hydro-chlorique qu'on l'extrait. Pour cela, on prend 1 partie de peroxide de manganèse bien pulvérisé, et 5 à 6 parties d'une dissolu-

Digitized by Google

tion concentrée d'acide hydro-chlorique dans l'eau (674); on les introduit dans un matras dont la capacité doit être à-peu-près le double du volume de ces deux substances; on adapte à son col un tube recourbé propre à recueillir les gaz; on place le matras sur un fourneau, et on engage l'extrémité du tube sous l'entonnoir renversé d'une cuve pleine d'eau. Alors on met quelques charbons allumés sous le matras, et bientôt le dégagement du chlore a lieu; on le recueille dans des flacons pleins d'eau, quand tout l'air des vases et chassé, ou quand le gaz qui se dégage est entièrement soluble dans une dissolution aqueuse de potasse. 60 grammes d'oxide de manganèse peuvent fournir plusieurs litres de chlore. La théorie de cette opération est fort simple : l'acide hydro-chlorique se partage en deux parties : l'une, par son hydrogène, ramène le peroxide à l'état de protoxide, et l'autre s'unit à celui-ci : indépendamment du chlore, l'on doit donc obtenir de l'eau et un hydro-chlorate de protoxide, et c'est, en effet, ce que prouve l'expérience.

Pour se procurer le chlore, l'on peut encore se servir d'un mélange de sel marin ou proto-chlorure de sodium, d'acide sulfurique étendu d'eau, et de peroxide de manganèse : ce procédé est même souvent préféré à l'autre. On prend 1 partie de peroxide de manganèse, 4 de sel, 2 d'acide sulfurique concentré, et 2 d'eau qu'on mêle avec l'acide. Le sel et l'oxide, après avoir été pilés ensemble dans un mortier de fer ou de cuivre, sont introduits dans un matras d'une capacité à-peu-près double du volume de ces quatre substances; le matras reçoit un tube recourbé, et l'opération est conduite comme la précédente : il en résulte du chlore qui se dégage, du proto-sulfate de sodium, et du proto-sulfate de manganèse qui restent dans le matras. Ainsi l'on peut admettre qu'une partie de l'eau est décomposée; que son oxigène

Digitized by Google

porte le sodium à l'état de protoxide, et que son hydrogène ramène le peroxide de manganèse à ce même état d'oxidation ; ou que l'eau qui se décompose fait passer d'abord le sel marin (chlorure de sodium) à l'état d'hydro-chlorate de protoxide ; que cet hydro-chlorate cède son oxide à l'acide sulfurique, et qu'alors l'acide hydro-chlorique agit sur le peroxide de manganèse, comme nous venons de le dire plus haut ; ou enfin que l'oxigène du peroxide s'unit directement au sodium. Peut-être ces trois effets ont-ils lieu en même temps. Dans tous les cas, les protoxides de sodium et de manganèse s'unissent à l'acide sulfurique, et de là les deux sulfates qui se produisent dans l'opération ; de là également le chlore qui se dégage, puisque, séparé du sodium, il est mis en liberté, et n'est plus retenu par aucun corps qui puisse le fixer. Ce qu'il y a de certain aussi, c'est que si l'on n'étendait pas l'acide sulfurique d'eau, le gaz qui se dégagerait ne serait presque formé que d'acide hydro-chlorique, phénomène qui ne s'explique bien que dans la seconde supposition ; car il prouve que non-seulement l'eau est décomposée, mais qu'elle est nécessaire pour retenir l'acide hydro-chlorique à mesure qu'il se forme, et pour lui donner le temps d'agir sur le peroxide de manganèse.

Solution de chlore dans l'eau. — Cette solution se prépare dans l'un des trois appareils (planche VI). On met dans le ballon ou la cornue les matières propres à laisser dégager du chlore, savoir : un mélange de quatre parties de sel marin, d'une partie de peroxide de manganèse, de deux parties d'acide sulfurique concentré, et de deux parties d'eau, en se conformant à ce qui vient d'être dit à cet égard. On remplit presque entièrement les flacons d'eau, et l'on a soin, pour éviter d'être incommodé par la portion de chlore qui arrive jusqu'à l'extrémité de

Digitized by Google

l'appareil, de verser dans le dernier flacon une certaine quantité de chaux éteinte ou de potasse, ou bien de le terminer par un tube qui se rend hors du laboratoire : alors on met quelques charbons incandescens dans le fourneau, de telle sorte que le gaz se dégage lentement; sans quoi, comme il est peu soluble, on en perdrait beaucoup. Un hectogramme de sel est bien plus que suffisant pour saturer de chlore dix à douze litres d'eau. L'opération dure plusieurs heures; elle est terminée lorsque, malgré l'élévation de température, il ne se dégage presque plus de gaz. (*Voyez* plus haut la théorie).

Dans les arts où l'on a besoin d'une grande quantité de chlore, l'on ne se sert point de flacons pour contenir l'eau dans laquelle on doit le dissoudre; on emploie de grandes cuves en pierre, doublées de mastic; on fait arriver le chlore en gaz à la partie inférieure de la cuve, sous une gouttière renversée, qui s'élève jusqu'au couvercle en serpentant et en faisant un grand nombre de circuits; les points de contact devenant ainsi bien plus nombreux, la combinaison se fait bien plus facilement, et il n'y a tout au plus qu'une très-petite quantité de gaz qui puisse échapper à l'action dissolvante de l'eau : néanmoins, comme ce gaz, en se renouvelant sans cesse, pourrait incommoder, on le reçoit dans un entonnoir renversé et placé au-dessus de l'extrémité supérieure de la gouttière, et on le porte au-dehors de l'atelier par un long tube adapté au bec de l'entonnoir. En opérant de cette manière, le liquide inférieur doit être bien plus tôt saturé que le liquide supérieur : aussi, lorsqu'on a besoin de chlore liquide, se sert-on de préférence de celui qui est au fond de la cuve. On le retire par un siphon, et on le remplace par une égale quantité d'eau. (*Voyez*, pour plus de détails, les *Élémens de teinture*, par Berthollet, 1er volume, pag. 220.)

La solution du chlore dans l'eau a l'odeur, la saveur et

Digitized by Google

la couleur du chlore gazeux ; elle agit de la même manière sur la teinture de tournesol, et sur toutes les couleurs végétales et animales. Exposée à une température de deux à trois degrés au-dessus de zéro, et à plus forte raison, à une température inférieure, il s'y produit des cristaux en lames d'un jaune foncé, qui sont formés de beaucoup moins d'eau et de beaucoup plus de chlore que la solution même : c'est pourquoi, lorsque l'on fait passer du chlore à travers l'eau à cette température, il y en a beaucoup plus d'absorbé qu'à une température plus élevée, à tel point que la liqueur finit par se prendre en masse, et que cette masse, lorsqu'elle vient à se liquéfier, fait une effervescence assez considérable, due à l'excès du gaz qui se dégage. Enfin la grande affinité du chlore pour l'hydrogène fait que, dissous dans l'eau, il décompose tous les corps hydrogénés aussi bien que s'il était gazeux. Il décompose même l'eau, soit par l'influence des rayons solaires, soit à l'aide de la chaleur rouge, et donne lieu, dans les deux cas, à la production d'une certaine quantité d'acide hydrochlorique et à un dégagement de gaz oxigène. D'après cela, il faut tenir la solution de chlore dans un lieu obscur, car la lumière diffuse finit aussi par en opérer la décomposition (273).

Usages. — Le chlore, dissous dans l'eau, sert à blanchir les toiles de coton, de lin et de chanvre, les estampes, la pâte du papier ; on l'emploie également pour enlever les taches d'encre, etc, pour désinfecter l'air corrompu par des miasmes de nature végétale ou animale. (*Voyez* les art: *Blanchiment* et *Fumigation.*)

Action sur l'économie animale. — Lorsqu'on respire le chlore, même mêlé avec beaucoup d'air, il provoque la toux, cause un sentiment de strangulation, resserre la poitrine, et produit un véritable rhume de cerveau. Si on le respirait en trop grande quantité, il déterminerait un cra-

Digitized by Google

chement de sang, et finirait par faire périr au milieu de douleurs très-vives. Cependant on doit le prescrire quelquefois en médecine : c'est le seul agent dont l'on puisse faire usage avec succès contre les asphyxies par l'hydrogène sulfuré (433). Quelques médecins l'ont administré intérieurement à l'état liquide. Il est bon de s'en frotter les mains, le matin et le soir, lorsqu'on habite des lieux où se développent sans cesse des miasmes de nature végétale ou animale; il adhère à ces organes, et l'on se trouve exposé pendant tout le jour à une faible émanation de ce gaz. (Voy. *Fumigation.*)

De l'Iode.

106. L'iode a été découvert en 1813 par M. Courtois; mais c'est à M. Gay-Lussac que nous devons la connaissance de la plupart de ses propriétés : en effet, il en a écrit l'histoire presque complète d'après ses expériences, et a prouvé, le premier, que ce nouveau corps avait une grande analogie avec le chlore et pouvait être regardé comme simple. (*Ann. de Chimie*, t. XCI.)

Propriétés physiques. — L'iode est solide à la température ordinaire. Sa forme est lamelleuse, son éclat métallique, sa tenacité très-faible, sa couleur bleuâtre, ce qui lui donne l'apparence de la plombagine ou du carbure de fer. Sa pesanteur spécifique est de 4,946 à la température de 16°,5. Il a une odeur analogue à celle du chlore ou plutôt du chlorure de soufre. Il possède à un haut degré les propriétés électriques du gaz oxigène : aussi, lorsqu'on soumet une dissolution d'acide hydriodique (hydrogène iodé) à l'action de la pile, l'iode se porte-t-il du côté positif, et l'hydrogène du côté négatif.

Appliqué sur la peau, il la colore en jaune : cette couleur disparaît à mesure qu'il se gazéifie.

Digitized by Google

Propriétés chimiques. — L'iode entre en fusion à 107°, et en ébullition à environ 175° : cependant, en raison de sa tension, il se vaporise dans l'eau bouillante. Sa vapeur, dont la densité a été trouvée de 8,695 par le calcul, est toujours d'un beau violet : c'est ce qu'il est facile de prouver en le chauffant d'une manière quelconque, soit comme nous venons de le dire, soit dans un ballon, ou en le projetant sur des charbons incandescens. Voilà pourquoi M. Gay-Lussac a proposé de lui donner le nom qu'il porte, nom tiré de ἰώδης, *violaceus,* qui ressemble à la violette.

On ne saurait le combiner avec l'oxigène à l'état gazeux; mais il s'unit avec l'oxigène à l'état de gaz naissant, et forme un acide que nous appellerons *acide iodique.*

Son affinité pour l'hydrogène paraît être très-grande; il l'enlève à un grand nombre de corps, et l'absorbe à l'état gazeux lorsque la température est élevée : de là résulte, dans tous les cas, un produit fort remarquable, un nouvel acide formé seulement d'hydrogène et d'iode : nous le désignerons par le nom d'*acide hydriodique*, pour le distinguer du précédent, qui est composé d'iode et d'oxigène.

Parmi les autres corps simples non métalliques, il s'unit encore avec le soufre, le phosphore, le chlore, l'azote; il s'unit également à presque tous les métaux : ces divers composés ne seront examinés que par la suite (138 *bis* et 248).

État naturel, préparation. — L'iode se rencontre dans le plus grand nombre des *fucus* qui croissent sur le bord de la mer, et de plus, suivant M. Fife, dans les éponges : jusqu'ici on l'a vainement cherché ailleurs (*Ann. de Chim. et de Phys.* t. XII, p. 405) : c'est des eaux mères de la soude de varech qu'on l'extrait. Il paraît, d'après M. Gaultier de Claubry (*Ann. de Chimie,* t. XCIII, p. 75), que ces eaux, que l'on se procure en brûlant les différens fucus

Digitized by Google

qui croissent abondamment sur les bords de la mer en Normandie, etc., lessivant la cendre, concentrant la liqueur à plusieurs reprises, jusqu'à ce qu'enfin elle refuse de cristalliser, renferment ce nouveau corps uni à l'hydrogène et à la potasse, ou à l'état d'hydriodate de potasse.

Quoi qu'il en soit, on l'obtient en versant un excès d'acide sulfurique concentré dans ces eaux, et en faisant bouillir peu à peu la liqueur dans une cornue de verre munie d'un récipient : l'acide sulfurique s'empare de la base de l'hydiodate et de l'hydrogène de l'acide hydriodique, de sorte qu'il en résulte du sulfate de potasse, de l'eau, de l'acide sulfureux et de l'iode ; celui-ci se vaporise sous forme de vapeurs violettes très-belles, passe dans le récipient avec une certaine quantité d'acide, et s'y condense dans cet état en lames cristallines qui ont l'aspect du carbure de fer (*a*). Pour le purifier, il faut le laver, le mêler avec de l'eau contenant un peu de potasse et le distiller de nouveau. Lorsqu'il s'agit ensuite de l'avoir sec, on le presse entre deux feuilles de papier à filtrer, qu'on renouvelle autant qu'il est nécessaire; enfin on l'introduit dans un tube fermé par un bout, on le comprime et on le fond.

Nous pensons que l'on pourrait substituer avec avantage, au procédé que nous venons d'indiquer, celui qui a été recommandé par M. Wollaston, et qui ne diffère du précé-

---

(*a*) Comme il existe dans les eaux mères de soude de varech, que l'on vend à Paris, outre l'hydriodate de potasse, des nitrates et hydro-chlorates de potasse et de soude, et que ces deux derniers genres de sels cèdent aussi leurs bases à l'acide sulfurique, leurs acides deviennent nécessairement libres. Mais comme ceux-ci, d'autre part, se décomposent réciproquement en donnant lieu à de l'eau, à du chlore et à du gaz acide nitreux qui est rouge, il s'ensuit qu'en se servant de ces eaux, il doit se produire d'abord une assez forte effervescence et des vapeurs rutilantes : c'est ce qui arrive en effet.

Digitized by Google

dent qu'en ce que l'on introduit dans la cornue une certaine quantité de peroxide de manganèse aussitôt que l'effervescence qui se manifeste d'abord est passée : cet oxide cédant très-facilement une partie de son oxigène à l'hydrogène de l'acide hydriodique, l'opération se termine en peu de temps.

Usages. — L'iode s'emploie dans les laboratoires pour plusieurs préparations, et pour reconnaître l'amidon, qui forme une belle couleur bleue en s'unissant à lui. Comme médicament, M. Coindet s'en est servi le premier avec succès contre les goîtres, soit en dissolution dans l'alcool, soit à l'état d'hydriotate de potasse ou d'hydriodate de potasse roduré.

Suivant M. Orfila, ce corps détermine l'ulcération de la membrane muqueuse et la mort, à la dose d'un gros à un gros et demi.

De l'Azote.

107 *bis. Etat naturel, historique.* — Quoique l'azote forme pour ainsi dire les $\frac{4}{5}$ du volume de l'atmosphère, qu'il entre dans la composition de plusieurs matières végétales et de la plupart des matières animales, que ce soit l'un des élémens des nitrates de potasse, de chaux, de magnésie, qui existent dans tous les lieux humides et habités par les animaux, il n'est connu que depuis 1775. La découverte en est due à Lavoisier; il la fit quelque temps après que Priestley eut découvert le gaz oxigène. Ayant soumis l'air à l'analyse, il le trouva principalement formé d'oxigène et d'azote, résultat des plus remarquables, qui, en jetant une vive lumière sur la cause encore inconnue d'une foule de phénomènes, a eu une influence prodigieuse sur les progrès de la chimie.

Quelques chimistes l'ont appelé successivement *alcaligène*, *nitrogène*, *mofète atmosphérique*, *septone*, *air vicié*.

Digitized by Google

Propriétés.—L'azote pur est toujours gazeux, sans couleur, sans odeur, sans saveur; il éteint les corps en combustion; sa pesanteur spécifique est de 0,9757.

La chaleur le dilate; le froid le condense, mais sans le faire changer d'état. Son pouvoir réfringent est faible. Gazeux, il est sans action sur le gaz oxigène à toute sorte de température. Cependant on sait qu'il existe des combinaisons d'oxigène et d'azote, et qu'il en existe même cinq; mais c'est en employant des moyens dont il sera question par la suite qu'on parvient à les faire; c'est surtout en présentant l'un à l'autre ces deux corps à l'état de gaz naissant: aussi le gaz oxigène et le gaz azote n'éprouvent point de contraction par leur contact; ils ne peuvent tout au plus que se mêler; leur mélange a lieu en toutes proportions: l'un de ces mélanges, fait avec 79 parties de gaz azote et 21 de gaz oxigène, plus un peu de vapeur d'eau et de gaz acide carbonique, constitue l'air atmosphérique.

Indépendamment de l'oxigène, il y a six autres corps simples qui peuvent s'unir à l'azote: ce sont l'hydrogène, le carbone, le chlore, l'iode, le potassium et le sodium: il n'en sera question que par la suite (189 et 249 *bis*).

Extraction.—C'est de l'air qu'on extrait le gaz azote: à cet effet l'on met 2 à 3 grammes de phosphore dans un têt placé à la surface de l'eau; on l'enflamme, et l'on recouvre ce têt d'une grande cloche de verre pleine d'air. Une combustion vive a lieu; il se produit des vapeurs très-épaisses d'acide phosphorique, qui ne tardent point à se dissoudre; l'eau remonte et le phosphore s'éteint.

Comme le gaz qui reste contient encore un peu d'oxigène, il faut achever d'absorber celui-ci, et c'est à quoi l'on parvient en plaçant dans la cloche quelques cylindres de phosphore adaptés à l'extrémité de tubes creux de verre et les y laissant pendant plusieurs heures, ou plutôt jusqu'à ce qu'ils ne répandent plus de vapeurs ou qu'ils ne

Digitized by Google

soient plus lumineux dans l'obscurité. Cela ne suffit pas encore; car, si le phosphore absorbe l'oxigène de l'air, il n'absorbe pas l'acide carbonique : de là la nécessité de faire passer tout le gaz de la cloche dans des flacons pleins d'eau, de les remplir presqu'entièrement, d'y introduire un peu de potasse solide, de les boucher, et de les agiter pendant quelques minutes. La potasse se dissout et s'empare tout-à-coup de l'acide carbonique; elle a même l'avantage de s'emparer aussi d'une petite quantité de vapeur de phosphore que pourrait retenir le gaz azote, de sorte que l'on est bien certain qu'après toutes ces opérations, celui-ci reste parfaitement pur.

Usages. — L'azote est sans usage dans les arts et la médecine. Il est employé dans les laboratoires, mais quelquefois seulement pour faire agir des corps les uns sur les autres sans le contact de l'air. Ses fonctions dans la nature sont, au contraire, des plus importantes, puisque les matières animales et végétales ne diffèrent entre elles qu'en ce que les premières contiennent de l'azote et que les secondes n'en contiennent pas, et que, par conséquent, si un animal ne recevait pas d'azote, il finirait par s'épuiser et périr.

De l'Air atmosphérique.

107. Supposons qu'il n'y ait ni force attractive ni force répulsive; que tous les élémens du globe soient mêlés, et que, dans cet état de choses, l'attraction et le calorique soient créés; tout-à-coup les divers élémens agiront les uns sur les autres, et tendront à se combiner. Trois sortes de corps prendront naissance : les uns seront solides, les autres liquides et les autres gazeux. Les solides occuperont le centre du globe; les liquides en occuperont la surface et en rempliront les fissures; ceux qui seront gazeux

Digitized by Google

formeront autour des précédens une couche plus ou moins épaisse; cette couche ne sera que ce que nous désignons sous le nom d'*atmosphère*, et le fluide qui la composera sera le fluide ou air atmosphérique. D'après cela, l'air atmosphérique doit donc contenir tous les corps qui ont la propriété d'être à l'état de gaz à la température ordinaire, excepté ceux qui peuvent être rendus solides ou liquides en entrant dans quelques combinaisons.

107 *bis*. *Historique*. — Les anciens, à la tête desquels on doit placer Aristote, regardaient l'air comme un élément. Ce furent les expériences de Jean Rey, médecin né à Bugue, en Périgord, experiences publiées en 1630, qui mirent sur la voie de sa décomposition.

Brun, apothicaire à Bergerac, ayant trouvé que l'étain augmentait de poids dans la calcination, en demanda la cause à Jean Rey : celui-ci, après avoir répété et varié les expériences de Brun, répondit que cette augmentation de poids était due à une absorption d'air; réponse d'autant plus hardie, qu'on s'imaginait alors que l'air n'était point pesant. « Je responds et soustiens glorieusement que ce surcroît » de poids vient de l'air, qui dans le vase a esté espessi, » appesanti, et rendu aucunement adhésif, par la véhé- » mente et longuement continuée chaleur du fourneau; » lequel air se mesle auecques la chaux (à ce aydant l'agitation » fréquente), et s'attache à ses plus menues parties : non » autrement que l'eau appesantit le sable que vous jettez et » agitez dans icelle, par l'amoitir et adhérer au moindre » de ses grains. J'estime qu'il y a beaucoup de personnes » qui se feussent effarouchées au seul récit de cette responce, » si je l'eusse donnée dès le commencement, qui la rece- » uront ores volontiers, estant comme apprivoisées et ren- » duës traitables par l'éuidente vérité des essays précé- » dens. Car ceux sans doubte de qui les esprits estoient » préoccupez de cette opinion que l'air estait léger, eussent

Digitized by Google

» bondi à l'encontre. Comment (eussent-ils dit) ne tire-
» t-on du froid le chaud, le blanc du noir, la clarté des
» ténèbres, puisque de l'air, chose légère, on tire tant
» de pesanteur? » (Voyez *Essai* de Jean Rey, avec des notes de Gobet, pag. 66.) Quoique Jean Rey s'exprime d'une manière si positive, il paraît que, pendant près d'un siècle et demi, les idées neuves et fécondes que renferme son ouvrage furent comme ensevelies dans l'oubli. Il était réservé à Bayen de les en tirer. Bayen, par ses belles expériences sur la calcination du mercure, ayant été conduit à présumer, sans connaître toutefois les écrits de Jean Rey, que les métaux augmentaient de poids pendant la calcination, et que cette augmentation était due à l'absorption de l'air, fut la cause qu'on se rappela que ce savant physicien, un siècle et demi auparavant, avait dit et prouvé la même chose. Mais il restait à découvrir si l'air était absorbé tout entier par les métaux qu'on calcinait. A cette découverte s'en rattachait une foule d'autres : c'est ce que prévit Lavoisier, et c'est ici que commencent ses grands travaux. Il prouva, par des expériences multipliées et à l'abri de toute objection, qu'il n'y avait qu'une partie de l'air absorbée par les métaux; que l'air était composé au moins de deux fluides, de gaz oxigène et de gaz azote; que l'oxigène était le seul que les corps combustibles absorbaient. Il examina successivement les produits de toutes les combustions, analysa avec une rare sagacité tous les phénomènes que chacune d'elles présentait, et parvint, dans l'espace de quelques années, à fonder une théorie toute nouvelle, théorie que toutes les découvertes ultérieures n'ont fait que consolider. Un autre chimiste non moins illustre s'occupait en même temps que lui de l'analyse de l'air, et parvenait de son côté aux mêmes résultats : c'était Schéele, qui eût partagé avec Lavoisier la gloire d'avoir créé la théorie moderne, si une mort prématurée

Digitized by Google

ne l'eût enlevé aux sciences. Lavoisier admit 27 à 28 parties d'oxigène dans l'air : Schéele en admit plus encore. Ces deux quantités sont trop fortes : l'air est partout formé de 21 d'oxigène, 79 d'azote, et de quelques atomes d'acide carbonique et d'eau, comme le démontrent les expériences de Cavendish et de M. Davy en Angleterre, de Berthollet en France et en Egypte, de M. de Marty en Espagne, de Beddoez sur de l'air rapporté de la côte de Guinée, et surtout celles de MM. de Humboldt et Gay-Lussac à Paris; et de M. Gay-Lussac sur de l'air pris à 6900 mètres au-dessus de la terre, dans une ascension aérostatique. Depuis vingt-cinq ans qu'on a fait l'analyse exacte de l'air, le rapport de l'oxigène à l'azote n'a point changé. Restera-t-il le même? Tant de causes sans cesse renaissantes peuvent le troubler, qu'on serait tenté de se prononcer pour la négative. Ces causes prennent surtout leur source dans la respiration et dans la combustion. Ces deux phénomènes ne peuvent avoir lieu sans qu'une portion de l'oxigène de l'air ne soit absorbée. A la vérité, les végétaux, pendant l'acte de la végétation et par l'influence de la lumière, versent sans cesse de l'oxigène dans l'air; de sorte que, si ce fluide en cède à certains corps, il en reçoit de quelques autres; mais y a-t-il compensation? En supposant qu'elle n'ait pas lieu, ce qui est possible, la quantité d'oxigène ira-t-elle en diminuant ou en augmentant? C'est une grande question dont on ne pourra avoir la solution qu'au bout de plusieurs siècles, en raison de l'énorme volume d'air dont notre planète est entourée.

108. *Propriétés physiques.* — L'air atmosphérique est transparent, invisible, sans odeur, sans saveur, pesant, compressible et parfaitement élastique. Il forme autour de la terre une couche dont la hauteur paraît être d'environ 15 à 16 lieues. La transparence, l'invisibilité de l'air, la

Digitized by Google

propriété qu'il a d'être inodore, insipide, etc., sont connues de tout le monde : il n'en est pas de même de sa pesanteur et de sa compressibilité.

109. *Pesanteur de l'air.* — La pesanteur de l'air, soupçonnée par quelques philosophes anciens, mais ensuite niée généralement, fut découverte par Galilée en 1640, et mise hors de doute par Torricelli et Pascal. Galilée fit cette importante découverte en pesant successivement le même vase plein d'air non comprimé et plein d'air comprimé. Le poids du vase étant moindre dans le premier cas que dans le second, il en conclut que l'air était pesant. Cette expérience eût suffi pour convaincre les esprits justes et éclairés ; mais elle n'eût point convaincu la multitude, du moins de long-temps. Le hasard mit bientôt Toricelli à même d'en faire une qui, répétée et variée par Pascal, ne laissa rien à désirer. Des fontainiers de Florence ayant voulu élever de l'eau dans des corps de pompe à plus de 32 pieds (104 décimètres), consultèrent Galilée sur l'impossibilité où ils étaient d'y parvenir. On expliquait alors l'ascenison de l'eau dans les corps de pompe, en disant que la nature avait horreur du vide. Cette explication devait paraître absurde, surtout à Galilée, qui savait que l'air était pesant. Cependant diverses personnes prétendent, mais à tort sans doute, que ce grand physicien répondit dans l'instant, que c'était parce que la nature n'avait horreur du vide que jusqu'à trente-deux pieds, que l'eau ne s'élevait pas à une plus grande hauteur. Quoi qu'il en soit, Toricelli, son disciple, réfléchissant sur le phénomène, ne tarda point à en trouver la cause. Il pensa qu'il était dû à la pression de l'air, et que cette pression ne pouvait faire équilibre qu'à une colonne de trente-deux pieds d'eau. Pour le démontrer, Toricelli fit l'expérience suivante, qui date de 1643. Il prit un tube de verre de 30 et quelques pouces de long, le scella hermétiquement

Digitized by Google

à l'une de ses extrémités, et le remplit de mercure; ensuite l'ayant fermé avec le doigt à l'autre extrémité, et l'ayant renversé, il le plongea dans un bain de mercure et le déboucha. Tout-à-coup le mercure descendit jusqu'à un certain point, remonta, oscilla pendant quelque temps, et se fixa à 28 pouces environ au-dessus de la surface du bain. Alors observant que le mercure s'élevait 13^{fois},568 moins que l'eau, mais qu'il était 13^{fois},568 plus pesant que l'eau, il ne douta plus que la cause qui produisait l'élévation de l'eau ne fût la même que celle qui produisait l'élévation du mercure, et ne fût autre chose que la pesanteur de l'air.

Il s'ensuivait que le mercure et l'eau devaient moins s'élever au-dessus de leur niveau sur la cime qu'au pied des montagnes, puisque, dans le premier cas, la couche d'air comprimante était moindre que dans le deuxième. Cette conséquence n'échappa point à Pascal : aussi, après avoir répété l'expérience de Toricelli dans les mêmes circonstances où Toricelli lui-même l'avait faite, il pria son ami Perrier de la répéter sur le Puy-de-Dôme : elle eut tout le succès qu'il était permis d'espérer; la colonne de mercure descendait d'autant plus qu'on s'élevait, et s'élevait d'autant plus qu'on descendait. Ce résultat détruisit jusqu'aux plus légères objections contre la pesanteur de l'air, et l'on fit bientôt du tube de Toricelli l'instrument connu sous le nom de *baromètre*, et dont on se sert pour mesurer cette pesanteur. (Voyez *Baromètre*, Description des planches.)

La pression de l'air n'est pas toujours la même. A Paris, le baromètre descend quelquefois jusqu'à 70 centimètres; d'autres fois il s'élève jusqu'à 79 centimètres. Nous ignorons quelle peut être la cause de ce singulier phénomène. Tout ce que nous savons à ce sujet, c'est que cette cause, quelle qu'elle soit, a une grande influence sur le beau et

Digitized by Google

le mauvais temps; il pleut presque toujours quand le baromètre est très-bas; il fait presque toujours beau quand il est très-haut : aussi le consulte-t-on sans cesse pour prévoir l'état de l'atmosphère.

110. *Compressibilité des gaz.* — Mais, puisque le baromètre ne se soutient pas toujours à la même hauteur, il s'ensuit que, dans toutes les opérations d'analyse qu'on fait sur les gaz, on doit tenir compte de la pression atmosphérique indiquée par cet instrument, parce que les molécules des gaz étant plus ou moins rapprochées, selon que cette pression est plus ou moins grande, ils péseront plus ou moins sous un volume déterminé.

Les expériences les plus remarquables qu'on ait faites sur la compression des gaz sont dues à Boyle et à Mariotte : elles prouvent que les gaz se resserrent en raison des poids dont ils sont chargés, ou, ce qui est la même chose, que le volume qu'ils occupent est en raison inverse de la pression à laquelle ils sont soumis. Nous allons rapporter ces expériences, en même temps que la manière de les faire.

Prenez un tube de verre recourbé *ABC* (pl. XX, fig. 6), ouvert en *A*, et fermé à la lampe en *C*. Fixez-le sur une planche *P* adaptée à un pied *P'*, et sur laquelle soient tracées, à partir du point *B*, des divisions égales, correspondant aux branches *AB* et *BC*. Versez d'abord du mercure jusqu'au 0 de l'échelle, de manière que la communication de l'air entre les deux branches *BC* et *AB* ne soit pas tout-à-fait interceptée; ensuite versez-en successivement jusqu'à différentes hauteurs de la branche *AB*, par exemple, jusqu'à 76 centimètres, 228 centimètres, ou bien seulement jusqu'à 38 centimètres, 19 centimètres, au-dessus de son niveau dans la branche *BC*. Voici ce que vous observerez, en supposant que la pression de l'atmosphère soit de 76 centimètres. Dans le pre-

Digitized by Google

mier cas, l'air de la branche *BC* sera réduit à la moitié de son volume; dans le second, au quart; dans le troisième, seulement aux deux tiers; et dans le quatrième, aux quatre cinquièmes : ce qui prouve évidemment l'existence de la loi reconnue par Boyle et Mariotte, savoir, que l'air se resserre en raison des poids dont il est chargé; ou bien, ce qui est la même chose, que le volume qu'il occupe est en raison inverse de la pression à laquelle il est soumis. En effet, lorque l'air occupe la branche *BC* toute entière, il n'est comprimé que par le poids de l'atmosphère, égal, par hypothèse, à 76 centim.; mais lorsqu'il n'occupe plus que la moitié de cette branche, il est comprimé par un poids double, c'est-à-dire, par une colonne de mercure de 76 centimètres qu'on a établie dans la branche *AB*; plus par l'atmosphère toute entière qui s'appuie sur cette colonne.

Tous les autres gaz se comprîment de la même manière.

Par conséquent, un volume d'un gaz quelconque étant donné, il sera facile de savoir ce que deviendra ce volume si la pression vient à changer; on l'obtiendra en cherchant le quatrième terme d'une proportion inverse, dont les trois premiers seront formés des nombres qui représentent les deux pressions, et de celui qui représente le volume. Par exemple, supposons qu'on ait 100 décilitres d'air à une pression barométrique de 76 centimètres, et que le baromètre descende à 70 centimètres : pour savoir le volume qu'occuperont ces 100 décilitres d'air sous cette nouvelle pression, on dira : 70 : 76 : : $100 = \frac{7600}{70} = 108^{\text{décil.}},57$.

111. L'atmosphère étant pesante, et les gaz étant compressibles, comme nous venons de le dire, on voit clairement quel est le degré de pression auquel se trouve soumis un gaz, lorsqu'après l'avoir introduit dans un tube ou un

Digitized by Google

autre vase plein d'un liquide quelconque; on rend le niveau du liquide intérieur, tantôt égal, tantôt inférieur, et tantôt supérieur à celui du liquide extérieur. Si les deux niveaux sont les mêmes, c'est-à-dire, si le liquide contenu dans le tube est à la même hauteur que le liquide dans lequel le tube plonge, le gaz sera comprimé par le poids de l'atmosphère. Si le niveau intérieur est plus élevé que le niveau extérieur, le gaz sera comprimé par le poids de l'atmosphère, moins la partie de ce poids nécessaire pour élever le liquide dans le tube. Si le niveau intérieur est au contraire plus bas que le niveau extérieur, le gaz sera comprimé par le poids de l'atmosphère, plus par la colonne de liquide qui fait la différence des deux niveaux.

De ces observations découle une conséquence importante; c'est qu'en mesurant les gaz, il faut avoir soin de rendre égaux les niveaux extérieur et intérieur, ou bien de tenir compte de la différence qui existe entre l'un et l'autre. On tiendra compte de cette différence en ayant égard à la densité du liquide. Supposons que la pression atmosphérique fasse équilibre à une colonne de mercure de 76 centimètres; que le liquide soit du mercure, et s'élève de 7 centimètres au-dessus de son niveau, le gaz ne sera comprimé que par 76 centimètres de mercure — 7 = 69; mais si le liquide était de l'eau, comme celle-ci est 13^{fois},568 moins pesante que le mercure, le gaz serait alors comprimé par 76 centimètres de mercure — $\frac{7}{13,568}$.

112. *Tubes de sûreté*. — D'après ce qui précède, il sera facile aussi de concevoir la théorie des tubes de sûreté. Soit une cornue *C* (pl. XXI, fig. 1re) pleine d'un gaz quelconque, au col de laquelle on ait adapté un tube *DD'* plongeant dans l'eau; si l'on expose cette cornue à l'action de la chaleur, le gaz qu'elle contient pressant plus que l'air atmosphérique sur le liquide *e e'*, à l'extrémité *D'* du tube *DD'*, se dilatera et se dégagera, par

Digitized by Google

cette extrémité, à travers le liquide même, jusqu'à ce que les pressions intérieure et extérieure soient en équilibre. Si ensuite on laisse refroidir la cornue, la pression exercée intérieurement par le gaz devenant moindre que celle de l'air, l'eau remontera par le tube *DD* dans la cornue, jusqu'à ce que les pressions intérieure et extérieure se fassent de nouveau équilibre : on dit alors qu'il y a absorption.

Mais supposons qu'au lieu d'un tube ordinaire *DD'*, l'on adapte à la cornue un tube semblable à celui qu'on voit (pl. XXI, fig. 2), dont la boule *b* soit à moitié remplie d'eau ; il est évident que dans le cas où le gaz intérieur se condensera, l'eau ne pourra s'élever dans la branche *CC'* du tube *AC*, au-dessus de son niveau *EE*, que d'une quantité égale à sa hauteur dans la branche *dd'* : en effet, en raison de la forme du tube, l'air, par sa pression, fera descendre autant l'eau dans la branche *dd'* qu'il l'élèvera dans la branche *CC'*. Or, lorsque la colonne d'eau *dd'* aura été repoussée jusqu'en *d'*, l'air parvenu en *d'*, en vertu de sa légèreté spécifique, passera, sous forme de bulles, à travers l'eau de la boule *b*, rentrera dans la cornue par la branche *bb'*, et s'opposera continuellement à l'ascension ultérieure de l'eau dans la branche *CC'* ; de sorte que l'eau, dans cette branche, ne dépassera pas le point *g*, qui est à la même distance du niveau *EE* que le point *d'* l'est du point *d*.

Cette sorte de tube empêchera donc l'absorption d'avoir lieu : c'est pourquoi on l'appelle *tube de sûreté*.

Les tubes de sûreté n'ont pas toujours la forme de celui-ci : il en existe de droits. Soit l'appareil pl. XXI, fig. 3, composé d'une cornue *A* pleine d'air, d'un flacon *B* à trois tubulures, contenant de l'eau jusqu'en *CC*, et communiquant d'une part à la cornue par le tube *DD'*, et de l'autre avec un vase *E* plein d'eau par le tube *GG'*. Si,

Digitized by Google

après avoir chauffé la cornue, et en avoir chassé une certaine quantité d'air par l'extrémité du tube *GG'*, on la laisse refroidir, il est évident qu'à mesure que l'air qu'elle contient se condensera, l'eau du vase *E* montera par le tube *GG'*, et parviendra jusque dans le flacon *B*; mais si l'on adapte à la troisième tubulure de ce flacon (fig. 4) un tube droit *II'*, qu'on fasse plonger de quelques millimètres dans l'eau qu'il contient, l'absorption ne pourra plus avoir lieu, car l'air rentrera par le tube *II'*, comme si ce tube était à boule. Supposons que le tube *II'* plonge de six millimètres dans l'eau, celle-ci ne pourra s'élever que de cette quantité au-dessus de son niveau dans le tube *GG'*. Ainsi le tube droit *II'* est un véritable tube de sûreté; mais il ne s'oppose qu'à l'absorption de l'eau du flacon qui le suit dans le flacon auquel il est adapté. En conséquence, il ne faudrait pas faire plonger le premier tube *DD'* dans l'eau du flacon tubulé *B*.

En effet, si on l'y faisait plonger, cette eau monterait infailliblement dans la cornue : un tube à boule peut seul s'y opposer (*a*).

On fait très-souvent usage des tubes de sûreté à boule ou de Welter, et des tubes de sûreté droits; on les emploie surtout dans l'appareil de Woulf : cet appareil, au moyen duquel on dissout facilement les gaz dans l'eau, consiste dans une cornue ou dans un ballon suivi de plusieurs flacons communiquant ensemble par des tubes intermédiaires. (Voyez *Description des instrumens*, art. *Flacon de Woulf*.)

113. *Pesanteur spécifique de l'air et des autres gaz.* —Nous avons vu précédemment que l'air était pesant; mais

(*a*) Au lieu de gaz, il vaut mieux mettre de l'éther sulfurique dans la cornue, et le faire bouillir jusqu'à ce que tout l'air des vases soit chassé; l'absorption est plus marquée; l'eau s'élance même avec tant de force d'un vase dans un autre qu'elle le remplit en quelques secondes.

Digitized by Google

nous n'en avons pas déterminé la pesanteur spécifique, c'est-à-dire le poids absolu sous un volume donné. Il est trop important de la connaître pour ne pas nous en occuper avec soin, et il y a trop d'analogie entre les procédés par lesquels on parvient à déterminer celles de tous les gaz, pour ne pas traiter la question d'une manière générale.

La pesanteur spécifique des gaz ne dépend pas seulement de leur nature, elle dépend encore de leur température et de la pression atmosphérique : il faut donc tenir compte de ces deux causes dans la détermination de cette pesanteur. En général, on obtient la pesanteur spécifique d'un gaz en pesant un ballon d'une capacité connue, d'abord vide et ensuite plein de ce gaz sec, et en retranchant le premier poids du second : la différence est évidemment le poids du volume du gaz renfermé dans le ballon, pour la pression et la température auxquelles on opère.

L'opération sur l'air s'exécute de la manière suivante. prenez un ballon d'environ cinq litres, bien sec et muni d'un robinet (pl. II, fig. 4); vissez-le avec force sur le tuyau de la platine d'une excellente machine pneumatique; ouvrez le robinet; mettez la machine en jeu, et continuez de la mouvoir jusqu'à ce que l'éprouvette indique que le vide soit fait à $\frac{1}{2}$ millimètre; fermez ensuite le robinet; dévissez le ballon, pesez-le, puis adaptez à la partie supérieure du robinet, par le moyen d'un bouchon troué, un petit tube recourbé qui, au moyen d'un autre bouchon, communique avec un tube de 10 à 12 millimètres de diamètre, et de 7 à 8 décimètres de long, rempli de fragmens de chlorure de chaux (pl. XXII, fig. 1). L'appareil étant dans cet état, tournez doucement le robinet, de manière à ne l'ouvrir que d'une très-petite quantité : l'air atmosphérique traversera peu à peu le tube contenant le chlorure calcaire, sera desséché par ce corps, et arrivera dans le ballon en produisant un léger sifflement; vous jugerez

Digitized by Google

que le ballon sera plein lorsque le sifflement cessera : après quoi vous attendrez quatre ou cinq minutes pour être certain que la température intérieure du ballon soit la même que la température extérieure ; vous la noterez avec soin sur un thermomètre placé à côté de celui-ci ; vous noterez également la pression atmosphérique ; vous fermerez le robinet ; vous enlèverez les tubes qui y sont adaptés, et vous ferez une nouvelle pesée du ballon : retranchant alors, comme nous l'avons dit précédemment, le premier poids du second, et divisant la différence par le nombre de litres que contient le ballon, vous aurez le poids d'un litre d'air : vous trouverez ainsi qu'un litre de ce fluide pèse $1^{\text{gram.}},2991$ à la température de 0° et sous la pression de 76 centimètres.

Lorsqu'il s'agit de déterminer la pesanteur spécifique de la plupart des autres gaz, ce procédé doit recevoir les modifications que nous allons indiquer, et qu'il sera facile de comprendre au moyen de l'appareil pl. XXII, fig. 2. *A* est une cornue ou tout autre vase d'où se dégage le gaz que l'on veut peser ; ce gaz se rend, au moyen du petit tube *B*, dans le grand tube *CC'*, qui contient du chlorure de calcium ; en traversant ce tube, il se dépouille de son humidité, et arrive sec par le petit tube recourbé *D*, sous une cloche *E* placée sur la planche *F* de la cuve à mercure *GG'* ; enfin, de cette cloche, dont la capacité est d'environ un litre, et qui est surmontée d'un robinet de fer *H*, il passe peu à peu dans le ballon *I*, qui est vide, pesé avec un grand soin, et dont le robinet est convenablement ouvert. Le ballon étant plein de gaz, ce qui se reconnaît comme dans l'expérience précédente, et le mercure étant au même niveau intérieurement et extérieurement, on observe le baromètre et le thermomètre ; on ferme le robinet du ballon et de la cloche ; on dévisse le ballon, on le pèse de nouveau, et l'on en conclut la pesanteur spécifique

Digitized by Google

cherchée. Mais, pour donner toute la rigueur possible à l'expérience, il est nécessaire, 1°. de ne recueillir le gaz dans la cloche que lorsqu'il est pur, c'est-à-dire, quand tout l'air des vases est chassé; 2°. de rejeter les premières portions de gaz qu'on fait passer dans la cloche, afin d'entraîner les petites bulles d'air adhérentes à ses parois; 3°. de visser avec force le ballon sur la cloche; 4°. de faire passer le gaz de la cloche dans le ballon, de temps en temps seulement, plutôt que d'une manière continue : l'opération devient plus commode et plus sûre : à cet effet, on ouvre légèrement le robinet *H* lorsque la cloche est pleine de gaz, et on le ferme lorsque le mercure est presque parvenu à la partie supérieure, pour l'ouvrir de nouveau au moment où la cloche sera de nouveau pleine de gaz.

Enfin, dans le cas où les gaz agissent sur le mercure ou sur le mastic qui lie le robinet à la cloche, propriété que possèdent le chlore, l'acide hydriodique, il faut encore modifier l'appareil précédent. Au lieu du petit tube *D*, vous adapterez à l'extrémité du tube *CC* un tube d'environ six millimètres de diamètre, que vous ferez plonger au fond d'un flacon de deux à trois litres de capacité, dont l'ouverture sera telle que le tube la fermera presque entièrement. Par ce moyen, lorsque le flacon sera rempli du gaz sur lequel l'opération aura lieu, l'excédant s'échappera au dehors en passant entre les parois du tube et celles du goulot du flacon; vous le laisserez ainsi se perdre pendant quelques minutes : alors vous dégagerez le tube du flacon, en abaissant peu à peu celui-ci, que vous fermerez de suite avec un bouchon à l'émeri. Vous péserez le flacon dans cet état, et comparant son poids avec le poids du même flacon plein d'air, déterminé d'avance, vous en conclurez directement la pesanteur spécifique du gaz, pourvu qu'il soit pur; s'il

Digitized by Google

ne l'était pas, il serait nécessaire avant tout de déterminer, pour en tenir compte, la petite quantité d'air qu'il pourrait contenir, et c'est à quoi vous parviendriez en débouchant le flacon dans de l'eau chargée d'alcali et l'y agitant : cette eau dissoudrait tout le gaz, excepté l'air. Supposons que la capacité du flacon soit de 205 centilitres; que la température soit à 0, et la pression de $0^{m},760$; que le gaz contienne 5 centilitres d'air; que le flacon plein de gaz pèse $504^{gr.},002$, et que, plein d'air, son poids soit de $502^{gram.},6$, il s'ensuivra que 200 centilitres ou deux litres du gaz péseront $1^{gram.},402$ de plus que 2 litres d'air. Or, comme 2 litres d'air, à 0° et sous la pression de $0^{m},760$, pèsent 2,598, 2 litres de l'autre gaz péseront $4^{gram.}$: donc, en représentant la pesanteur spécifique de l'air par l'unité, celle du gaz sera le 4e terme de cette proportion : 2,598 : 4 :: 1 : $\frac{4}{2,598}$ = 1,539.

La pesanteur spécifique des gaz qui sont insolubles ou peu solubles dans l'eau peut aussi se déterminer en les recevant dans une cloche à robinet pleine d'eau, et les faisant passer, comme nous venons de le dire, dans un ballon vide; mais cette manière d'opérer exige de nouvelles corrections : il faut tenir compte de la quantité de vapeur aqueuse dont le gaz se trouve saturé, pour la température à laquelle on opère, et de l'augmentation de volume, ou de la diminution de tension que cette vapeur lui fait éprouver. On apprécie la diminution de tension en observant que la tension d'un mélange de gaz et de vapeur est égale à la somme des tensions que le gaz et la vapeur auraient si chacun d'eux occupait l'espace rempli par le mélange (Dalton). Par conséquent, si l'on retranche la tension de la vapeur, qui varie en raison de la température, de la tension du gaz humide qui est indiquée par le baromètre, l'on aura pour différence la tension du gaz sec sous le volume qu'il occupe étant humide. (*Voyez*,

Digitized by Google

n°. 268, quelle est la tension de la vapeur depuis — 20° jusqu'à + 130.)

Quant au poids de la vapeur contenue dans le gaz, il est facile de le déterminer par le calcul. En effet, supposons que le volume du gaz soit de 1 litre, et que la température soit de 17°; la tension ou la pression de la vapeur, pour cette température, sera de 14,5 millimètres, comme le prouve directement l'expérience (1er vol., pag. 90 et 91). Or, la densité de l'air étant 1, celle de la vapeur est de 0,620. Mais 1 litre d'air, à la température de 0° et sous la pression de 760 millimètres, pèse 1gram.,2991; il ne pésera donc, à la température de 17° et sous la pression de 14,5 millimètres, que 0gram.,0233, car les gaz se dilatent de $\frac{1}{266,67}$ de leur volume à zéro par chaque degré du thermomètre centigrade, et ils se compriment en raison des poids dont ils sont chargés. (*Voyez* les exemples donnés pour ces réductions, 40 *bis* et 110.) Donc aussi le poids de la vapeur contenue dans le litre de gaz sera les 0,620 de 0gram.,0233, ou 0gram.,01444. D'après cela, l'on aura toutes les données nécessaires pour connaître la pesanteur spécifique du gaz sec, puisque l'on saura quel sera son volume, le poids de ce volume, sa tension et sa température. Son volume sera le même que celui du gaz humide; le poids de ce volume sera celui du gaz humide moins le poids de la vapeur; sa tension ou sa pression sera celle de l'atmosphère moins celle de la vapeur; sa température sera la même que la température du gaz humide, c'est-à-dire, celle de l'atmosphère.

Ce que nous venons de dire des gaz par rapport à la vapeur d'eau, on peut le dire d'un gaz quelconque par rapport à une vapeur quelconque sur laquelle il n'aura point d'action.

Il n'est pas moins important de connaître la pesanteur spécifique des vapeurs que de connaître celle des gaz; c'est

Digitized by Google

ce que les physiciens ont senti de tout temps : néanmoins on n'avait pu jusqu'ici déterminer que celle de la vapeur d'eau, et encore les résultats auxquels on était parvenu n'étaient-ils pas très-exacts. M. Gay-Lussac a fait connaître une méthode qui ne laisse rien à désirer pour la détermination de ces sortes de pesanteurs : nous l'avons décrite (49) : elle consiste à vaporiser dans une cloche sur le mercure, à une certaine température et sous une certaine pression, une quantité de liquide dont on connaît le poids, par exemple, un gramme, et à mesurer le volume de la vapeur qui se forme. Déjà M. Gay-Lussac a fait l'application de cette méthode à la détermination de la pesanteur spécifique de plusieurs vapeurs, particulièrement de celles de l'eau, de l'alcool, de l'éther et du carbure de soufre. Ayant opéré à la température de l'eau bouillante, sous la pression de $0^{\text{mètre}},76$, et ayant trouvé qu'un gramme d'eau produisait $1^{\text{litre}},700$ de vapeur; qu'un gramme d'alcool en produisait $0^{\text{litre}},661$, un gramme d'éther $0^{\text{litre}},411$, et un gramme de carbure de soufre $0^{\text{litre}},402$, il en a conclu qu'en prenant la pesanteur spécifique de l'air pour unité celle de la vapeur d'eau était de 0,6235 (*a*), celle de l'alcool de 1,613, celle de l'éther sulfurique de 2,586, celle du carbure de soufre 2,645. (*Ann. de Chim. et de Phys* t. 11, p. 135.)

On trouvera, dans le tableau ci-joint, 1°. la pesanteur spécifique des gaz et des vapeurs, comparée à celle de l'air prise pour l'unité; 2°. leur poids absolu par litre à 0° et sous la pression de 76 centimètres (*b*).

(*a*) Comme la vapeur aqueuse résulte de 1 volume d'hydrogène et ½ volume d'oxigène, condensés en un seul; que la densité de l'oxigène de 1,1026, et que celle de l'hydrogène est de 0,0688, il s'ensuit que celle de l'eau devrait être de 0,620, nombre qui diffère à peine de celui donné par l'expérience.

(*b*) Lorsqu'on veut apporter la plus grande précision dans la pesan-

Digitized by Google

Digitized by Google

Digitized by Google

Les densités des gaz que renferme la quatrième colonne
t calculées en admettant qu'un volume de ces gaz est
nposé, savoir (*a*):

°. *Gaz hydriodique*, de $\frac{1}{2}$ volume d'hydrogène et de $\frac{1}{2}$ de
eur d'iode;

°. *Gaz chloroxi-carbonique*, de 1 vol. de chlore (D. C.)
1 d'oxide de carbone (D. C.);

°. *Oxide de chlore*, de 1 volume d'oxigène et de $\frac{1}{2}$ de
re (D. C.);

°. *Cyanogène*, de 2 volumes de vapeur de carbone et de 1
te;

Protoxide d'azote, de 1 vol. d'azote et de $\frac{1}{2}$ d'oxigène;

Deutoxide d'azote, de $\frac{1}{2}$ vol. d'oxigène et de $\frac{1}{2}$ d'azote;

Hydrogène bi-carburé, de 2 vol. d'hydrogène et de 2
peur de carbone;

Oxide de carbone, de 1 vol. de vapeur de carbone et
'oxigène;

Gaz ammoniac, de 1 vol. $\frac{1}{2}$ d'hydrogène et de $\frac{1}{2}$ d'azote;

Hydrogène proto-carburé, de 2 vol. d'hydrogène et
e vapeur de carbone;

Vapeur d'essence de térébenthine, de 3 vol. de vapeur
one et de 3 vol. d'hydrogène bi-carboné (D. C.);

---

e des gaz, il faut non-seulement prendre toutes les précautions
avons indiquées précédemment, mais encore avoir égard à la di-
du mercure et du verre. D'après MM. Petit et Duiong, le mer-
dilate de $\frac{1}{5550}$ de son volume par chaque degré du thermomètre
ro et 100 degrés. Si le baromètre était à $0^m,76$, la température
20°, il faudrait donc retrancher de la hauteur $0^m,76$, les $\frac{20}{5550+20}$
même hauteur pour avoir celle qu'il aurait à zéro. D'après les
physiciens, la dilatation du verre, entre zéro et 100 degrés, est
$\frac{1}{116100}$ pour chaque degré du thermomètre dans le sens d'une seule
on, et par conséquent de trois fois ce nombre ou de $\frac{1}{38700}$ dans le
trois dimensions; d'où il suit que si la capacité d'un ballon était
e à 10°, elle ne serait à 0° que de 1 litre moins $\frac{1}{38700+10}$ multiplié
c'est-à-dire de 1 litre moins $\frac{10}{38700+10}$ de litre. C'est ordinairement
t à la pression de $0^m,76$ qu'on rapporte toutes ces observations.

Lorsque le nom d'un gaz sera suivi du signe (D. C.), c'est que l'on-
mployé la densité de ce gaz, déterminée par le calcul.

Digitized by Google

12°. *Vapeur d'hydro-carbure de chlore*, de 1 vol. d'hydrogène bi-carboné (D. C.) et de 1 de chlore (D. C.);

13°. *Vapeur nitreuse*, de 2 vol. de deutoxide d'azote et de 1 d'oxigène;

14°. *Vapeur d'éther sulfurique*, de 2 vol. d'hydrogène bi-carboné (D. C.) et de 1 vol. de vapeur d'eau (D. C.);

15°. *Vapeur d'éther hydro-chlorique*, de 1 vol. de gaz hydro-chlorique et de 1 vol. d'hydrogène bi-carboné (D. C.);

16°. *Vapeur d'acide chloro-cyanique*, de $\frac{1}{2}$ vol. de cyanogène (D. C.) et de $\frac{1}{2}$ vol. de chlore (D. C.);

17°. *Vapeur d'alcool absolu*, de 1 vol. d'hydrogène bi-carboné (D. C.) et de 1 vol. de vapeur d'eau (D. C.). Ces deux gaz, dans ces proportions, représentent en effet la composition de l'alcool;

18°. *Vapeur d'acide hydro-cyanique*, de 1 vol. de vapeur de carbone, $\frac{1}{2}$ d'hydrogène et $\frac{1}{2}$ d'azote;

19°. *Vapeur d'eau*, de 1 vol. d'hydrogène et $\frac{1}{2}$ d'oxigène;

20°. Quant aux densités du chlore et de la vapeur de carbone, elles ont été obtenues : la première, en considérant qu'un vol. de gaz hydro-chlorique résulte bien certainement de $\frac{1}{2}$ vol. d'hydrogène et de $\frac{1}{2}$ vol. de chlore, et en retranchant de la densité de l'acide hydro-chlorique doublée celle de l'hydrogène; la deuxième, en considérant que le gaz carbonique contient 1 vol. d'oxigène égal au sien, supposant qu'il résulte de ce vol. d'oxigène uni à 1 vol. de vapeur de carbone, et retranchant la densité du gaz oxigène de celle du gaz carbonique.

114. Après avoir étudié convenablement les propriétés physiques de l'air, nous devons examiner ses propriétés chimiques; mais nous ferons observer avant tout que, comme l'oxigène est presque toujours le seul principe actif de l'air, il y a les plus grands rapports entre l'histoire chimique de ces deux fluides.

Propriétés chimiques. — L'air atmosphérique réfracte

Digitized by Google

la lumière en raison de sa densité et de sa nature (*a*). Tous les autres corps sont dans le même cas, d'après les belles observations de Newton. Il paraît qu'à densité égale, l'oxigène est celui qui a le moins de pouvoir réfringent ; qu'un corps combustible en a toujours plus que le corps brûlé dont il est le radical ; que plus ce corps est combustible, et plus, à quelques exceptions près peut-être, son pouvoir réfringent est considérable ; que celui d'un composé n'est pas proportionnel à celui de ses élémens ; qu'il n'y a que celui des mélanges qui soit dans ce cas ; qu'ainsi le pouvoir réfringent de l'acide carbonique est tout autre que celui de l'oxigène et du carbone qui constituent cet acide, tandis que celui de l'air ne diffère en rien de celui des gaz qui entrent dans sa composition. C'est ce qu'on verra dans le tableau suivant, que nous avons extrait du mémoire de MM. Biot et Arago sur le pouvoir réfringent des gaz, mémoire auquel nous renvoyons ceux qui voudront connaître les moyens très-exacts que ces physiciens ont employés pour le déterminer.

(*a*) Toutes les fois que l'on fait passer obliquement un rayon de lumière du vide à travers un corps transparent, ce rayon prend une nouvelle direction, et l'on dit alors qu'il se *réfracte*. Sa nouvelle direction fait avec sa direction primitive un angle d'où l'on déduit la mesure de ce qu'on appelle le *pouvoir réfringent* du corps. La *réfraction* est un effet de l'attraction, à distance, de la lumière pour les corps. Concevons un rayon arrivant plus ou moins obliquement sur l'une des surfaces d'un prisme de verre ; supposons que l'attraction du rayon pour la substance vitreuse puisse avoir lieu à trois millimètres, il est évident que le point vitreux sur lequel sa direction tendra à le porter ne l'attirera pas lorsqu'il commencera à l'être par d'autres points dont il sera nécessairement plus rapproché en raison de son inclinaison. Donc, si le rayon était perpendiculaire à la surface, il ne se réfracterait point, parce que les forces impulsive et attractive agiraient dans le même sens. (*Voyez* les ouvrages de physique.)

Digitized by Google

Pouvoirs réfringens des gaz sous la même densité, comparés à celui de l'air pris pour unité, la température étant à 0° et la pression à 0m,76.

Air atmosphérique	1,00000
Oxigène	0,86161
Azote	1,03408
Hydrogène	6,61436
Ammoniaque	2,16851
Acide carbonique	1,00476
Hydrogène carboné	2,09270
Hydrogène plus carboné que le précédent	1,81860
Gaz hydro-chlorique	1,19625
Gaz éther hydro-chlorique. (Biot)	1,71344

D'après MM. Arago et Petit, le pouvoir réfringent des vapeurs est sensiblement moindre que celui des liquides qui les produisent. Par exemple, le pouvoir réfringent du carbure de soufre liquide, comparé à l'air, est un peu plus grand que 3, tandis que celui de sa vapeur ne surpasse pas 2. (*Ann. de Chim. et de Phys.*, t. 1, p. 1.)

L'on trouvera, dans le *Traité de Physique* de M. Biot, le pouvoir réfringent de vingt-une autres substances, tiré de l'optique de Newton.

114 *bis*. L'air est un mauvais conducteur du fluide électrique : aussi lorsque ce fluide, accumulé à la surface d'un corps, s'en sépare pour se porter sur un autre à travers l'air, paraît-il toujours sous forme d'étincelle.

Qui ne sait que l'air est nécessaire à la vie des animaux? Mettez un animal quelconque sous le récipient de la machine pneumatique où l'on fera le vide ensuite, il ne tardera point à périr, parce que, dans l'acte de la respiration, il y a absorption d'oxigène, et qu'il se fait une véritable combustion au sein des poumons; souvent même

Digitized by Google

son sang suintera à travers les pores de la peau par l'effet de la suppression du poids de l'atmosphère.

Soumis à l'action de la plus haute chaleur ou du plus grand froid, l'air n'éprouve aucune altération; il n'en éprouve non plus aucune par le gaz oxigène; il ne fait absolument que se mêler avec ce gaz. Mais parmi les cinquante un corps combustibles simples, il n'y en a que neuf, le chlore, l'iode, l'azote, l'argent, l'or, le platine, le rhodium, le palladium, l'iridium, qui ne soient pas capables de l'altérer à une température qui varie pour chacun d'entre eux. Tous les autres en absorbent l'oxigène, et en laissent l'azote libre, en sorte qu'on obtient sensiblement les mêmes produits en traitant ces différens corps par l'air que par le gaz oxigène, et qu'il n'y a de différence qu'en ce que la combustion est moins vive (*a*). Dans tous les cas, elle l'est d'autant moins que l'air est plus rare; et de là vient qu'une bougie allumée pâlit et s'éteint enfin dans un récipient où l'on fait le vide peu à peu.

Considérons maintenant l'action de chaque corps combustible en particulier sur l'air.

115. Ce n'est qu'au degré de la chaleur incandescente que l'hydrogène peut décomposer l'air rapidement, à moins qu'il ne soit sous l'influence du platine, etc. (*Voy.* page précédente 187.) Dans cette décomposition, il y a absorption d'oxigène, formation d'eau, dégagement de calorique et de lumière, et l'azote reste gazeux. Pour mettre ces résultats en pleine évidence, il suffit de faire détoner dans l'eudiomètre à eau ou à mercure des mélanges d'air et de gaz hydrogène, de la même manière que des mélanges de

(*a*) Le phosphore et le carbone font pourtant, jusqu'à un certain point, exception. Le carbone peut absorber l'air à la température ordinaire (94), et le phosphore, à cette température, peut en absorber l'oxigène, tandis qu'il n'a d'action sur celui-ci pur qu'à l'aide de la chaleur, sous la pression ordinaire. (*Voyez* page précédente 199.)

Digitized by Google

gaz hydrogène et de gaz oxigène (87 *bis*). Si le mélange est de 100 parties d'air et de 100 parties de gaz hydrogène, le résidu, après la combustion, sera de 137 : l'absorption sera donc de 63. Ces 63 parties proviendront de la combinaison de 21 parties d'oxigène, contenues dans les 100 parties d'air, avec 42 parties de gaz hydrogène. En effet, n'a-t-on pas vu (87 *bis*) que le gaz oxigène se combinait toujours avec le double de son volume de gaz hydrogène, et qu'il en résultait de l'eau ? D'ailleurs, il est possible de se convaincre que les 137 parties de résidu sont formées de 79 parties de gaz azote et de 58 parties de gaz hydrogène ; car, en faisant passer ce résidu dans l'eudiomètre avec assez d'oxigène seulement pour absorber le gaz hydrogène qui s'y trouve, c'est-à-dire avec 29 parties de gaz oxigène, on n'obtiendra plus, après l'inflammation, qu'environ 79 parties d'un gaz qui aura toutes les propriétés du gaz azote.

116. Ce n'est également qu'à l'aide de la chaleur, et pour ainsi dire qu'au degré de la chaleur rouge, que le bore agit sur l'air. Lorsqu'on fait l'expérience dans une petite cloche courbe sur le mercure (91), à peine y a-t-il dégagement de lumière ; mais lorsqu'on la fait, au contraire, dans un creuset découvert et presque incandescent, la combustion est assez vive. Dans tous les cas, l'oxigène est absorbé ; l'azote reste libre ; il se forme de l'acide borique solide, fixe, vitreux, qui, enveloppant les parties intérieures du bore, s'oppose à leur combustion : aussi le produit est-il d'un brun noir.

117. Le charbon n'est pas sans action sur l'air à la température ordinaire ; il en absorbe plusieurs fois son volume à cette température, sous la pression de 76 centimètres (94) : il parait même qu'avec le temps et sous l'influence de la lumière il se produit du gaz carbonique (94) ; mais cette production est si faible et si lente qu'elle n'est sensible qu'au bout de plusieurs jours de contact. Il

Digitized by Google

eu est tout autrement à une température élevée : tout le monde sait qu'alors le charbon prend feu tout-à-coup, se consume rapidement, disparaît, et ne laisse d'autre résidu qu'un peu de cendre. Que se forme-t-il dans cette combustion? Du gaz carbonique ou du gaz oxide de carbone, et l'azote est encore mis en liberté : du gaz carbonique, si l'air est en excès; de l'oxide de carbone dans le cas contraire, pourvu que la chaleur soit très-grande.

118. Quoique le gaz oxigène n'ait aucune action sur le phosphore au-dessous de + 20° à 25°, l'air atmosphérique en a une bien remarquable, même au-dessous de zéro, sur ce corps combustible. Lorsqu'on met de l'air en contact avec le phosphore à la température de l'atmosphère, tout le gaz oxigène qu'il contient est absorbé peu à peu, et il en résulte, 1°. de l'acide phosphatique qui, par lui-même, est solide, mais qui se dissout dans l'eau de l'air, paraît et tombe sous forme de fumée; 2°. un dégagement de calorique et de lumière, mais si faible que le thermomètre le plus sensible ne s'élève que de quelques degrés, et qu'on n'aperçoit la lumière que dans l'obscurité; 3°. du gaz azote chargé de très-peu de phosphore, qui occupe le même volume que le gaz azote pur. Rien de plus facile à prouver que telle est l'action de l'air sur le phosphore : remplissez une petite éprouvette de mercure, et faites-y passer une certaine quantité d'air, par exemple, 200 parties, à une température et à une pression données; introduisez-y ensuite un cylindre de phosphore et un ou deux grammes d'eau, qui, en raison de leur pesanteur spécifique moindre que celle du mercure, s'élèveront à sa surface (*a*). Bientôt tous les phéno-

(*a*) Il faut mettre un peu d'eau en contact avec le phosphore, parce que, sans cela, la combustion ne tarderait pas à s'arrêter (120).

L'on doit faire l'expérience sur le mercure et non sur l'eau, parce qu'en

Digitized by Google

mènes dont il vient d'être question se présenteront. Lorsque, au bout de deux à trois heures, vous n'apercevrez plus de vapeurs dans l'appareil, et que le portant, au moyen d'une capsule, dans un lieu obscur, vous verrez que le phosphore n'est plus lumineux, l'opération sera terminée. Cependant, pour être certain que tout l'oxigène est absorbé, il vaudra mieux attendre encore quelque temps. Mesurant alors le résidu, et tenant compte des changemens de température et de pression que pourra avoir éprouvés l'atmosphère (33 et 110), vous le trouverez de 158 à 159 parties, et vous reconnaîtrez facilement qu'il sera formé tout entier de gaz azote, ou du moins qu'il ne contiendra qu'une très-petite quantité de phosphore qui se dissoudra tout-à-coup, par l'agitation, dans le mercure ou dans une dissolution de potasse.

119. Pour expliquer ce qui vient d'être dit, il faut admettre que l'azote favorise la combustion, soit en isolant les molécules d'oxigène, soit en s'unissant au phosphore et le dissolvant (98). Dans tous les cas, comme à chaque instant il n'y a que très-peu de phosphore dissous, à chaque instant aussi il n'y a qu'un très-faible dégagement de calorique et de lumière (80); et comme l'acide phosphatique qui se forme a beaucoup d'affinité pour l'eau, il s'empare de celle que l'air contient, et constitue avec elle un liquide très-acide.

120. Outre les observations qu'on vient de faire sur la combustion du phosphore dans l'air, il en est encore une digne de remarque, et qui ne doit pas être passée sous silence : c'est que l'air n'est complètement décomposé par ce corps qu'autant qu'il est humide, et qu'autant même qu'il est en contact avec l'eau. Que l'on fasse passer de

---

la faisant sur l'eau, il serait possible qu'il se dégageât de celle-ci une portion de l'azote qu'elle tient en dissolution.

Digitized by Google

l'air ordinaire dans une cloche bien sèche et pleine de mercure, et qu'après avoir bien desséché un cylindre de phosphore avec du papier joseph, on le fasse passer lui-même dans la cloche; d'abord il y répandra des vapeurs blanches et y brûlera avec une lumière très-sensible dans l'obscurité; mais peu à peu ces effets diminueront à tel point, qu'au bout de vingt-quatre heures l'air contiendra encore beaucoup de gaz oxigène : alors qu'on introduise un peu d'eau dans l'éprouvette, tout-à-coup les vapeurs reparaîtront, le phosphore redeviendra lumineux dans l'obscurité; bientôt enfin tout le gaz oxigène sera absorbé. Comment agit l'eau? On est tenté de croire que c'est par elle que s'opère l'union du phosphore et de l'oxigène, et que l'acide phosphatique n'est qu'une combinaison d'eau, de phosphore et d'oxigène; mais elle n'agit réellement qu'en dissolvant l'acide phosphatique qui se forme sans cesse à la surface du phosphore, et qui y resterait appliqué, comme une espèce de vernis, si l'air n'était point humide : elle entraîne donc cet acide à mesure qu'il se forme, et entretient un contact continuel entre le phosphore non brûlé et l'air : l'expérience suivante ne laisse aucun doute à cet égard. Après avoir fait sécher deux éprouvettes en les chauffant et en excitant dans leur intérieur un courant d'air avec un soufflet, je les ai remplies toutes deux de mercure bien sec; dans l'une j'ai fait passer d'abord 300 à 400 parties de gaz azote également sec, puis un cylindre de phosphore essuyé avec du papier joseph, et que j'ai soutenu au-dessus du mercure avec un tube creux et élargi en forme d'entonnoir à son extrémité supérieure; j'y ai mis enfin 12 à 15 grammes de chlorure de calcium récemment fondu par le feu : d'une autre part, j'ai rempli l'autre éprouvette à moitié de gaz oxigène; j'y ai introduit aussi 12 à 15 grammes de chlorure de calcium récemment fondu, et au

Digitized by Google

bout de deux jours, ayant fait passer en partie ce gaz oxigène dans la cloche qui contenait le gaz azote et le phosphore, tout-à-coup le phosphore est devenu lumineux, et a continué de brûler, lentement à la vérité, mais pendant plus d'une heure. Or, on ne peut pas dire que les gaz n'étaient pas secs; car quand bien même ils auraient été humides, le chlorure de calcium les aurait desséchés. On ne peut pas dire non plus que le phosphore était humide; car quand bien même il aurait retenu quelques traces d'humidité, il les aurait cédées à l'air, qui les aurait transmises au chlorure. D'ailleurs, l'expérience a été répétée et variée sans obtenir de différence dans les résultats. Au lieu de chlorure de calcium, je me suis servi de chaux, dont la puissance siccative est très-grande; au lieu de gaz azote, j'ai employé du gaz hydrogène pour enlever, à l'aide de la chaux ou du chlorure de calcium, l'eau qui aurait pu adhérer au phosphore; au lieu de gaz oxigène, j'ai fait usage d'air. Dans tous les cas, la combustion du phosphore a eu lieu : donc le phosphore sec peut brûler dans l'air sec : donc l'eau n'agit qu'en dissolvant l'acide phosphatique à mesure qu'il se forme.

121. Tandis que le phosphore ne s'empare de l'oxigène de l'air, à la température ordinaire, que lentement et avec un dégagement de lumière si faible qu'elle n'est sensible que dans l'obscurité, il l'absorbe tout-à-coup au-dessus de 35 à 40°, en donnant lieu à une vive combustion. Ce n'est plus de l'acide phosphatique qui se forme alors, c'est de l'acide phosphorique, qui, étant solide, laisse encore l'azote à l'état de gaz, chargé d'un peu de vapeur de phosphore. De là résulte un moyen très-simple, non-seulement d'obtenir l'azote pur, comme nous l'avons fait voir précédemment, mais de déterminer les quantités d'oxigène et d'azote qui entrent dans la composition de l'air atmosphérique, comme nous allons l'exposer : il suffira pour

Digitized by Google

cela de remplir de mercure ou d'eau une petite cloche recourbée, d'y faire passer une certaine quantité d'air, par exemple, 100 parties; d'introduire ensuite 1 à 2 décigrammes de phosphore dans la portion courbe de la cloche, de la chauffer, avec la lampe à esprit-de-vin, jusqu'à ce que le phosphore s'enflamme et qu'on voie une aréole lumineuse descendre sur la surface du liquide, ce qui aura lieu au bout de quelques secondes; de laisser refroidir l'appareil et de mesurer le résidu : on trouvera celui-ci de 79 parties qui, par l'agitation avec le mercure ou l'eau, se dépouilleront de phosphore sans changer de volume. Aussi l'air est-il formé de cette quantité d'azote et de 21 d'oxigène, à part tout au plus un millième de gaz carbonique qu'il contient en outre, et d'une très-petite quantité de vapeur d'eau.

122. L'air n'a d'action sur le soufre qu'à une température un peu plus élevée que celle à laquelle ce corps combustible entre en fusion. Une lumière bleuâtre, du gaz acide sulfureux dont l'odeur est extrêmement piquante et même suffocante, tels sont les produits qui se forment. Ainsi, le soufre se combine avec l'oxigène, se gazéifie, et reste mêlé avec l'azote. C'est encore dans une petite cloche courbe qu'il est facile de constater ces résultats : après l'avoir remplie de mercure, vous y ferez passer 100 parties d'air; vous porterez un petit fragment de soufre dans sa partie courbe, et vous chaufferez le soufre à la lampe à esprit-de-vin jusqu'au point de le réduire en vapeurs; peu après la fusion, il brûlera avec flamme, et bientôt s'éteindra : laissant alors refroidir l'appareil, et mesurant le gaz, vous en trouverez 99 parties composées de 20 d'acide et de 79 d'azote, dont la séparation se fera par l'eau, l'acide y étant très-soluble et l'azote y étant à-peu-près insoluble.

122 *bis*. Le sélénium n'éprouve rien par le contact de l'air,

Digitized by Google

à la température ordinaire; il n'en absorbe l'oxigène qu'à l'aide de la chaleur, et encore est-il nécessaire qu'elle soit assez forte. Par exemple, que l'on chauffe le sélénium dans une capsule ou dans une cornue dont le col ne sera point fermé, il se vaporisera sans s'oxider, et se condensera en une fumée rouge, inodore, comme nous l'avons dit précédemment (103 *bis*). Mais si la vapeur vient à être touchée par un corps enflammé, elle colorera les bords de la flamme en bleu d'azur, et répandra une forte odeur de chou pouri, qui est un indice certain de la formation d'une plus ou moins grande quantité de gaz oxide de sélénium. Il est encore une autre manière d'unir l'oxigène de l'air au sélénium : c'est de chauffer celui-ci dans une fiole pleine d'air atmosphérique, et que l'on tient bouchée jusqu'à ce qu'une grande partie du corps combustible soit évaporée : on remarque alors qu'il se forme non-seulement du gaz oxide, mais encore un peu d'acide sélénique : aussi l'eau dont on se sert pour laver la fiole prend-elle l'odeur de chou pouri, et rougit-elle la teinture de tournesol (Berzelius).

123. L'iode et l'azote sont absolument sans action sur l'air. Il en est de même du chlore, pourvu que l'air soit pur. S'il ne l'était pas, s'il contenait, par exemple, des matières végétales ou des matières animales en suspension, le chlore agirait tout-à-coup sur elles et les détruirait : c'est même sur cette propriété que sont fondées les fumigations qu'on fait aujourd'hui si fréquemment avec cet agent énergique.

124. *Extraction.* — Il arrive souvent qu'il est nécessaire de se procurer de l'air d'un lieu pour en examiner les propriétés et en faire l'analyse. Rien de plus simple quand il est possible de pénétrer dans ce lieu même : c'est d'y vider un vase plein d'eau et de le boucher. Mais quand il est impossible ou difficile au moins d'en approcher, quel

Digitized by Google

moyen employer? S'il s'agissait, par exemple, d'avoir de l'air du fond d'un puits, d'une grotte, d'une caverne profonde, il faudrait y descendre avec des cordes un flacon plein d'eau, et dont le goulot plongerait dans un bocal également plein de ce liquide : en soulevant l'une des cordes, le flacon se viderait d'eau et se remplirait d'air; lâchant ensuite la corde, le goulot plongerait de nouveau dans l'eau, de sorte qu'il n'y aurait plus, pour terminer l'opération, qu'à retirer l'appareil comme il aurait été descendu.

125. *Composition.* — Quoique nous ayons déjà dit quelle était la composition de l'air, nous devons en parler de nouveau, afin de la prouver par l'expérience. Nous en traiterons même avec un soin tout particulier, parce qu'elle est des plus importantes et des plus fécondes en résultats.

L'air n'est autre chose qu'un mélange de 21 parties de gaz oxigène, de 79 de gaz azote, de quelques traces d'acide carbonique, et d'une très-petite quantité d'eau en vapeur, variable en raison de la température. Cherchons d'abord à reconnaître ces divers corps.

Il y a bien des manières de prouver que l'air contient de l'oxigène et de l'azote; mais la plus simple et la plus directe consiste à chauffer ce fluide avec du mercure dans un appareil propre à recueillir tous les produits : tel est celui qui est représenté (pl. XXIII, fig. 1); il se compose d'un matras, d'une cloche, d'un fourneau et d'un bain à mercure. Le matras est placé sur le fourneau; il contient 100 grammes de mercure; du reste il est plein d'air; sa capacité peut être de trois quarts de litre; son col recourbé s'engage jusqu'au haut de la cloche. Quant à celle-ci, elle plonge, comme on le voit, par sa partie inférieure, dans le bain mercuriel; elle n'a que la moitié de la capacité du matras; le mercure s'élève jusqu'aux deux tiers de sa hau-

Digitized by Google

teur, et l'air remplit l'espace vide qui est au-dessus de ce point. Dès que l'appareil est ainsi disposé, l'on fait du feu sous le matras, et l'on maintient la température, pendant cinq jours, à un degré de chaleur voisin de l'ébullition du mercure. D'abord, l'air se dilate et passe en partie dans la cloche; quelque temps après, l'absorption commence à avoir lieu; vers le deuxième jour, elle est très-sensible; au bout du cinquième elle est terminée, et équivaut à-peu-près, toutes choses égales d'ailleurs, à la sixième partie de l'air sur lequel on opère. Dans le matras apparaissent alors un grand nombre de pellicules rouges : ces pellicules proviennent de l'union du métal avec la partie de l'air absorbée. En effet, en les exposant à une chaleur presqu'incandescente dans une très-petite cornue de verre dont le col communique avec une cloche pleine d'eau par le moyen d'un tube (pl. XXIII, fig. 2), elles se transforment en mercure qui se vaporise et se condense dans le col de la cornue, et en gaz qui passe sous la cloche et correspond au volume de celui qui disparaît. Mais puisqu'une partie de l'air peut s'unir au mercure et que l'autre ne possède pas cette propriété, il y a donc une grande différence entre les deux : c'est ce qu'une bougie allumée démontre évidemment : qu'on la plonge dans celui que le mercure solidifie et laisse ensuite dégager, elle brûlera avec force; qu'on la plonge dans le gaz que le mercure n'absorbe point, elle s'y éteindra sur-le-champ. Le premier sera du gaz oxigène, plus un peu de l'air des vases; le second sera du gaz azote, plus un peu de gaz oxigène et de gaz carbonique qui auront échappé à l'action du mercure. Il résultera de leur mélange un fluide en tout semblable à l'air atmosphérique.

Personne ne peut douter de l'existence de l'eau dans l'air. Ne la voit-on pas, en effet, s'y vaporiser et s'en précipiter presque continuellement? Elle tombe des nuages,

Digitized by Google

pénètre à travers le sol, se rassemble dans des cavités souterraines; d'où elle sort pour former les sources, les rivières, les mers, se vaporiser de nouveau et se précipiter encore. La température s'élève-t-elle, l'atmosphère acquiert la propriété de recevoir une nouvelle quantité de vapeur; éprouve-t-elle, au contraire, un refroidissement subit, bientôt la pluie se manifeste. Aussi suffit-il de mettre un mélange réfrigérant dans un vase, de mêler, par exemple, deux livres et demie de glace et une livre de sel bien pilé dans un bocal, pour que la surface de celui-ci se tapisse en quelques minutes de petits cristaux d'eau solidifiée. L'air humide est toujours plus léger que l'air sec; par la raison toute simple que la densité de l'air est à celle de la vapeur comme 1 à 0,620.

Il est tout aussi facile de démontrer la présence de l'acide carbonique dans l'air, que d'y démontrer celle de l'eau: et, d'abord, comment l'atmosphère ne contiendrait-elle pas cet acide, qui est l'un des produits de la respiration, de la décomposition putride, et de la combustion des bois et du charbon? Mais ce ne sont point des conjectures que nous devons présenter: ce sont des expériences convaincantes; la suivante est sans réplique: que l'on expose huit à dix litres d'eau de chaux à l'air dans une terrine; que l'on agite la dissolution de temps en temps, pour briser les pellicules qui se formeront à sa surface, et, en vingt-quatre heures, l'on obtiendra un dépôt de carbonate de chaux assez considérable pour qu'il soit possible d'en retirer une quantité très-sensible de gaz carbonique: or, ce gaz ne peut être fourni par le bocal ni par l'eau de chaux, qui n'en contiennent point: donc il provient de l'air.

125 *bis*. La nature des principes constituans de l'air étant constatée, il faut maintenant en déterminer la proportion. On peut déterminer celle du gaz oxigène et du

Digitized by Google

gaz azote par tous les corps qui sont capables d'absorber l'oxigène à l'état liquide ou solide, et de ne point agir sur l'azote; mais ceux qu'on emploie avec le plus de succès sont le phosphore, et surtout l'hydrogène. Déjà nous avons décrit l'analyse de l'air par le dernier de ces deux corps (115); elle est très-simple : elle consiste à prendre un eudiomètre à eau ou à mercure; à y introduire une certaine quantité d'air et un excès de gaz hydrogène; à faire passer une étincelle électrique à travers le mélange, et à mesurer le résidu : en retranchant celui-ci du volume du mélange, on en conclut l'absorption; et cette absorption, divisée par 3, donne pour quotient la quantité d'oxigène, qui, retranchée elle-même du volume d'air sur lequel on opère, donne la quantité d'azote.

On doit également faire usage du phosphore, comme nous l'avons exposé en traitant de l'action du phosphore sur l'air : en conséquence, mettez le phosphore en contact avec une certaine quantité d'air, soit à chaud (121), soit à froid (118). Dans le premier cas, opérez sur l'eau ou sur le mercure; mais dans le second, n'opérez que sur le mercure, parce que l'expérience étant de longue durée, il serait possible que l'eau laissât dégager une portion de l'azote qu'elle tient en dissolution.

L'emploi de ces moyens prouve que partout à la surface de la terre, comme dans les régions élevées, le volume du gaz oxigène est au volume du gaz azote dans l'air, comme 21 est à 79.

Quoiqu'il se forme à chaque instant, au sein des animaux, et par la combustion des matières végétales, beaucoup de gaz carbonique qui passe dans l'atmosphère, il existe à peine un millième de ce gaz dans l'air atmosphérique : c'est que les végétaux ont la propriété de le décomposer, comme nous le verrons par la suite, de s'en approprier le carbone, et d'en rendre l'oxigène libre;

Digitized by Google

phénomène des plus remarquables, qui nous permet de concevoir comment la proportion des élémens de l'atmosphère ne change point. Mais puisque l'atmosphère contient une si petite quantité d'acide carbonique, pour l'apprécier, il faut opérer sur un volume d'air considérable. De tous les moyens, le meilleur consiste à se procurer un grand ballon à robinet, dont la capacité soit bien connue : après avoir introduit dans ce ballon une solution aqueuse de baryte (ou de protoxide de barium), on le ferme et on le secoue pendant cinq à six minutes; au bout de ce temps, on y fait le vide le plus exactement possible, à l'aide d'un tuyau de cuir ou de plomb, terminé par un robinet d'une part, et de l'autre par une petite cloche (voy. *Composition de l'eau*, 287); le vide étant fait, on remplit le ballon d'air en le mettant en communication avec l'atmosphère; on le ferme, on le secoue de nouveau, et ainsi de suite vingt-cinq à trente fois.

A chaque fois, la baryte s'empare de l'acide carbonique de l'air du ballon, et forme du sous-carbonate de baryte insoluble; de sorte que le sous-carbonate de baryte formé, qu'on sait être composé de 21 d'acide carbonique et de 79 de baryte, représente l'acide carbonique de tout le volume d'air sur lequel se fait l'opération (*a*).

Cette expérience a été faite au mois de décembre 1812, par un assez beau jour, dans un ballon de $9^{lit.},592$, sur

(*a*) Une partie du sous-carbonate de baryte reste en suspension dans la liqueur, et l'autre s'attache aux parois du ballon. Pour obtenir la première, on verse la liqueur dans un flacon avec l'eau dont on s'est servi pour laver le ballon et l'on bouche le flacon. Le sous-carbonate se dépose complètement dans l'espace de quelques jours : alors on décante la liqueur, qui est très-claire; ensuite on verse de l'eau sur le dépôt, on la décante comme la première lorsqu'elle est très-limpide; enfin l'on fait sécher le carbonate dans une capsule, et on le pèse.

Pour obtenir la seconde, on verse une petite quantité d'acide hydro-

Digitized by Google

de l'air pris au haut d'une petite montagne, loin d'un lieu habité. 313$^{gram.}$,08 de solution de baryte y ont été versés; l'air a été renouvelé trente fois; et toute réduction faite, on s'est trouvé avoir opéré sur 288$^{lit.}$,247 d'air, à la température de 12°,5, et sous la pression de 0^{m},76, ou sur 357$^{gram.}$,532. Il en est résulté 0$^{gram.}$,966 de sous-carbonate ou 0$^{gram.}$,203 d'acide carbonique; d'où il suit que l'air contiendrait $\frac{1}{1761}$ de son poids d'acide carbonique (*a*).

---

chlorique faible dans le ballon; on le promène sur ses parois de manière à dissoudre tout le sous-carbonate. Cela étant fait, on verse la dissolution dans un vase, on lave le ballon, et l'on réunit les eaux de lavage à cette dissolution; puis on y ajoute une dissolution de sous-carbonate de potasse pur. Par ce moyen on reforme tout le sous-carbonate de baryte qu'on avait décomposé par l'acide hydro-chlorique; il se précipite; on le lave par décantation, on le sèche et on le pèse comme le premier.

(*a*) En rapportant cette expérience dans la première édition, je disais: « Cette quantité d'acide carbonique me paraît si petite, que je crains » qu'on n'ait point agité assez long-temps la solution de baryte avec l'air, » et qu'il soit resté dans celui-ci une portion d'acide carbonique. » L'expérience doit être répétée.

Elle l'a été par M. Théod. de Saussure, mais en modifiant la manière d'opérer. L'air a été pris au milieu du jour, à quatre pieds au-dessus du sol, dans une grande prairie sèche et aérée, à une lieue de Genève, près des bords du lac. Voici les résultats qu'il a obtenus, mais en admettant 22 pour 100 d'acide dans le carbonate de baryte.

En hiver, 10000 parties d'air en volume ont donné:

Le 31 janv. 1809, à la temp. de	— 5°,0	4,57	parties de gaz acide carbonique.
Le 2 1811,	— 6°,0	4,66	
Le 7 1812,	+ 1°,2	5,14	

Ou, par un terme moyen entre ces observations, 10000 parties en volume d'air atmosphérique contiennent 4,79 parties de gaz acide carbonique.

10000 parties en poids du même air contiennent 7,28 de cet acide.

En été, 10000 parties d'air en volume ont donné:

Le 20 août 1810, à la temp. de	22°,	7,79	parties de gaz acide carbonique.
Le 27 juillet 1811,	22°,	6,47	
Le 15 1815,	29°,	7,13	

Ou, par un terme moyen entre ces observations, 10000 parties en vo-

Digitized by Google

Tandis qu'on trouve toujours les mêmes quantités d'oxigène et d'azote dans l'air, du moins dans celui qui est en mouvement, on y trouve au contraire des quantités de vapeurs très-variables, en raison des lieux plus ou moins humides qu'il parcourt, et de la température plus ou moins élevée à laquelle il est exposé. Par conséquent, l'air est rarement saturé d'eau. Ce n'est, pour ainsi dire, que dans les temps de pluie ou de brouillard qu'il est dans cet état : aussi peut-il presque toujours en recevoir une nouvelle quantité, surtout en été. L'hygromètre sur lequel Saussure et Deluc ont fait tant de recherches, indique bien les points extrêmes de sécheresse et d'humidité de l'air ; il fait aussi connaître si l'air d'un lieu est plus humide que celui d'un autre, mais il n'indique point les quantités de vapeur contenue dans l'air, parce que l'on ne connaît pas bien encore le rapport qu'il y a entre ces quantités, la marche de l'hygromètre et celle du thermomètre. M. Gay-Lussac, à la vérité, a commencé un travail qui a pour objet cette détermination précise : malheureusement, il n'a encore publié que les résultats qu'il a obtenus pour la température de 10° centésimaux. Ces résultats se trouvent sous forme de table dans le 1er des quatre volumes du *Traité de Physique* de M. Biot, p. 532 et 533. On doit se rappeler d'ailleurs que dans tous les cas où l'air est saturé de vapeur, rien n'est plus facile que de déterminer le poids de celle-ci par le calcul (tom. 1, pag. 262).

126. *Usages.* — Il n'est point de corps dont les usages

---

lume d'air atmosphérique contiennent 7,13 parties d'acide carbonique.

10000 parties en poids du même air contiennent 10,83 parties d'acide carbonique.

Ces résultats montrent, suivant M. de Saussure, que la quantité d'acide carbonique contenue dans l'atmosphère est beaucoup plus grande en été qu'en hiver. (*Annales de Chimie et de Physique*, tom. II, pag. 199 ; et tom. III, pag. 170.)

Digitized by Google

soient plus importans et plus multipliés que ceux de l'air. Nous ne rapporterons que les principaux. Nous extrayons de l'air, par la combustion des bois, des charbons, des huiles, de la cire, des graisses, toute la chaleur et la lumière artificielles dont nous avons besoin. C'est au moyen de l'air que l'on calcine les métaux, que l'on grille les mines, et que l'on en dégage le soufre et l'arsenic, le soufre à l'état d'acide sulfureux, et l'arsenic à l'état de deutoxide. C'est de l'air que provient tout l'oxigène qui entre dans la composition de l'acide sulfurique. L'air est un agent nécessaire pour la fabrication de diverses couleurs, surtout de l'indigo et de l'écarlate; il les avive et leur donne de l'éclat. Mis en contact avec la soie, avec les toiles, il les blanchit. Tous les animaux le respirent sans cesse; sans air, aucun d'eux ne pourrait vivre. Il n'est pas moins nécessaire aux végétaux; ceux-ci décomposent surtout l'acide carbonique qu'il contient; ils s'approprient le carbone de cet acide, et en rejettent l'oxigène. Comme l'air n'est presque jamais saturé d'eau, on l'emploie souvent pour dessécher une foule de corps, et même pour concentrer des liquides : c'est ainsi qu'en exposant dans les marais salans l'eau de la mer au contact de l'air, on la concentre au point que le sel s'en sépare spontanément. Enfin l'on se sert aussi de l'air comme force motrice; mais il n'est point de notre objet de le considérer sous ce rapport.

CHAPITRE II.

DES MÉTAUX.

127. Les métaux sont des corps simples, presque complètement opaques, très-brillans en masse, brillans même en poussière, pourvu qu'elle ne soit pas trop ténue, doués de la propriété de recevoir un beau poli et de prendre un

Digitized by Google

éclat très-vif, bons conducteurs du calorique, transmettant le fluide électrique avec une rapidité extrême, capables de se combiner en diverses proportions avec l'oxigène, et de donner naissance à des oxides qui sont ternes, et qui, pour la plupart, peuvent former des sels plus ou moins neutres avec les acides.

128. *Historique.* — Les métaux ont été l'objet d'un grand nombre de recherches. Il n'est point de chimiste qui ne s'en soit occupé. Mais ceux qui l'ont fait avec le plus de constance sont, sans contredit, les alchimistes. Ils s'imaginaient qu'il existait des *métaux parfaits*, tels que l'or et l'argent, et des *métaux imparfaits*, tels que le mercure, le plomb, et qu'on pouvait, par des moyens cachés, transformer ces derniers en argent, ou en or, qu'ils appelaient le *roi* et le *plus parfait des métaux*. Guidés par une fausse théorie, doués d'une patience infatigable, animés d'un zèle aveugle, ils ne formaient de vœux que pour parvenir à opérer un jour cette transformation : c'était à leurs yeux le *grand œuvre*, la *pierre philosophale*, le *plus noble but qu'il fût possible de se proposer:* veilles, fortune, tout était sacrifié à leurs chimériques recherches. Se croyant toujours sur le point de réussir, ils recommençaient sans cesse, avec une nouvelle ardeur, leurs longues tentatives, pour lesquelles ils avaient inventé des fourneaux où le feu, par eux, était entretenu pendant des années entières. Quelques-uns même, enivrés d'un fol orgueil, s'étaient flattés de pouvoir se soustraire à la mort par la découverte d'un remède universel; et leurs yeux ne furent dessillés que quand ils virent Paracelse, leur chef, qui se vantait d'avoir trouvé ce remède surnaturel, mourir à quarante-huit ans, accablé d'infirmités, fruits de sa débauche, en assurant que *sa panacée*, qu'il portait ordinairement au pommeau de son épée, était un gage sûr d'immortalité.

Digitized by Google

Tant d'efforts, tant de travaux devaient nécessairement produire quelques heureux résultats : aussi peut-on dire que la branche de la chimie qui traite des métaux doit un assez grand nombre de découvertes aux alchimistes. Cependant ces découvertes sont loin d'égaler celles qui ont été faites depuis cinquante ans. C'est en effet depuis cette époque que la plupart des métaux ont été trouvés ; et tandis qu'avant le 15e siècle il n'y en avait que sept de connus : l'or, l'argent, le fer, le cuivre, le plomb, l'étain et le mercure, nous en connaissons aujourd'hui quarante-un, qui tous ont été nommés en parlant des corps simples (19).

Digitized by Google

TABLEAU *de la découverte des Métaux.*

NOMS des MÉTAUX.	AUTEURS DE LEUR DÉCOUVERTE.	ÉPOQUES de leur DÉCOUVERTE.
Or	Connus de toute antiquité.	
Argent		
Fer		
Cuivre		
Mercure		
Plomb		
Etain		
Zinc	Indiqué par Paracelse, qui mourut en	1541.
Bismuth	Décrit dans le traité d'Agricola, qui parut en	1520.
Antimoine	Basile-Valentin décrivit le procédé d'extraction	15e siècle.
Arsenic	Brandt	1733.
Cobalt		
Platine	Wood, essayeur à la Jamaïque	1741.
Nickel	Cronstedt	1751.
Manganèse	Gahn et Schéele, à-peu-près vers	1774.
Tungstène	MM. Delhuyart, à-peu-près vers	1781.
Tellure	M. Muller de Reichenstein	1782.
Molybdène	Soupçonné par Schéele et Bergmann, constaté par Hielm en	1782.
Titane	Grégor	1781.
Urane	M. Klaproth	1789.
Chrôme	M. Vauquelin	1797.
Colombium	M. Hatchett	1802.
Palladium	M. Wollaston	1803.
Rhodium		
Iridium	Par M. Descotils, et constaté par Fourcroy, M. Vauquelin et Smithson-Tennant en	1803.
Osmium	M. Tennant	1803.
Cérium	MM. Hisinger et Berzelius	1804.
Potassium	Découverts par M. Davy en	1807.
Sodium		
Barium	Indiqués par M. Davy en	
Strontium		
Calcium		
Cadmium	M. Hermann ou M. Stromeyer	1818.
Lithium	M. Arfwedson	1818.

Digitized by Google

129. Les métaux ne doivent point être étudiés dans un ordre arbitraire : autrement leur étude offrirait de grandes difficultés. Nous les diviserons en six sections, fondées sur l'affinité que ces corps ont pour l'oxigène.

Dans la première section, nous placerons ceux qui n'ont point encore pu être réduits, et qui ne sont admis au rang des métaux que par analogie, ou parce que les matières dont nous les extrayons ont les plus grands rapports avec les oxides métalliques : ils sont au nombre de sept, savoir: le *magnésium*, le *glucinium*, l'*yttrium*, l'*aluminium*, le *thorinium*, le *zirconium*, le *silicium*.

Nous mettrons dans la deuxième section ceux qui ont la propriété d'absorber le gaz oxigène à la température la plus élevée, et de décomposer subitement l'eau à la température ordinaire, en s'emparant de son oxigène et en dégageant son hydrogène avec une vive effervescence. Six sont dans ce cas : le *calcium*, le *strontium*, le *barium*, le *lithium*, le *sodium* et le *potassium*.

Nous composerons la troisième section des métaux qui ont la propriété d'absorber le gaz oxigène à la température la plus élevée, comme ceux des deux premières sections, mais de ne décomposer l'eau qu'à l'aide de la chaleur rouge. Cette section comprend cinq métaux : le *manganèse*, le *zinc*, le *fer*, l'*étain* et le *cadmium*. Peut-être que celui-ci ne devrait pas en faire partie ; car si nous le plaçons ici, ce n'est pas d'après une expérience directe et par conséquent démonstrative; c'est seulement parce que, comme le manganèse, le zinc, le fer, il est soluble dans l'acide hydrochlorique liquide, dans l'acide sulfurique faible, et même dans l'acide acétique, avec dégagement de gaz hydrogène, phénomène qui tend à prouver que son affinité pour l'oxigène est grande, et qui n'appartient d'ailleurs, suivant toute apparence, qu'aux métaux capables d'opérer la décomposition de l'eau.

Digitized by Google

Nous formerons la quatrième section des métaux qui, comme les précédens encore, peuvent absorber le gaz oxigène à la température la plus élevée, mais qui ne décomposent l'eau ni à froid ni à chaud. Cette section est la plus nombreuse; elle renferme quinze métaux, savoir: l'*arsenic*, le *molybdène*, le *chrôme*, le *tungstène*, le *colombium*, l'*antimoine*, l'*urane*, le *cérium*, le *cobalt*, le *titane*, le *bismuth*, le *cuivre*, le *tellure*, le *nickel* et le *plomb*. Nous diviserons cette section en deux parties: dans la première, nous placerons les cinq premiers métaux qui sont acidifiables; et, dans la seconde, les dix autres qui ne sont qu'oxidables.

La cinquième section comprendra les métaux qui ne peuvent absorber le gaz oxigène qu'à un certain degré de chaleur, et qui ne peuvent point opérer la décomposition de l'eau. Leurs oxides se réduisent nécessairement à une température élevée : le *mercure*, l'*osmium*, composent cette section.

Enfin, la sixième section sera formée des métaux qui ne peuvent absorber le gaz oxigène et décomposer l'eau à aucune température, et dont les oxides se réduisent au-dessous de la chaleur rouge. Ces métaux sont au nombre de six : l'*argent*, le *palladium*, le *rhodium*, le *platine*, l'*or* et l'*iridium*.

Après avoir cherché à ranger, autant que possible, les métaux suivant l'ordre de leur plus grande affinité pour l'oxigène, non-seulement dans les sections les unes par rapport aux autres, mais encore dans chaque section en particulier, classification dont nous tirerons un grand parti par la suite, nous allons nous occuper de leur histoire générale, en commençant par l'étude de leurs propriétés physiques (*a*).

(*a*) Cependant cette classification sera sans doute modifiée par la suite

Digitized by Google

130. *Propriétés physiques.* — *Etat.* Tous les métaux sont solides à la température ordinaire, excepté le mercure: celui-ci ne se solidifie qu'à —39 à —40°.

Couleur. Les métaux sont différemment colorés : l'or est jaune; le cuivre et le titane sont rouges ; presque tous les autres sont plus ou moins blancs.

TABLEAU *de la couleur des Métaux.*

Argent.....	blanc éclatant.
Etain.....	blanc tirant sur celui de l'argent.
Platine.....	
Palladium....	
Nickel.....	
Mercure.....	
Iridium.....	
Tellure.....	
Antimoine....	blanc argentin tirant sur le bleuâtre.
Cadmium.....	*Idem.*
Cobalt.....	gris blanc d'étain
Potassium....	blanc grisâtre.
Sodium.....	
Manganèse....	
Arsenic.....	
Cérium.....	
Rhodium.....	
Plomb.....	blanc gris tirant sur le bleu.
Zinc.....	
Bismuth.....	blanc jaunâtre.
Fer.....	gris avec une nuance de bleu.
Molybdène....	gris foncé.
Urane.....	
Osmium.....	poudre noire ou bleuâtre.
Or.....	jaune pur.
Cuivre.....	jaune rougeâtre.
Titane.....	rouge.

relativement au rang qu'occupent entre eux les métaux de chaque section, car nous ne connaissons pas bien le degré d'attraction de ces corps pour l'oxigène. Il est probable même que l'on fera passer quelques métaux d'une section dans une autre. Le palladium, par exemple, devrait peut-être appartenir à la cinquième.

Digitized by Google

Eclat. On appelle *éclat métallique* un brillant très-vif, particulier aux métaux même réduits en poussière. Cet éclat dépend de la propriété que ces corps ont de réfléchir une très-grande quantité de lumière. Les plus éclatans sont l'or, l'argent, le platine, le fer à l'état d'acier, le cuivre, etc.

Opacité. Les métaux sont presque complètement opaques; pendant long-temps même, on les a regardés comme doués d'une opacité absolue; mais il est certain qu'une feuille d'or très-mince laisse passer quelques rayons lumineux : c'est ce qu'il est facile de voir, en plaçant cette feuille entre son œil et la lumière du soleil ou d'une bougie. Or, comme l'or est le plus dense des métaux après le platine, et qu'il est presque aussi dense que ce métal, il est permis de croire qu'aucun métal n'est parfaitement opaque.

Densité. On croyait autrefois que les métaux étaient essentiellement plus denses que les autres corps; mais l'on a été forcé de renoncer à cette opinion depuis la découverte du potassium et du sodium. La densité des métaux est très-variable : le platine, qui est le plus dense, pèse, lorsqu'il est forgé, plus de vingt-deux fois autant que l'eau distillée; tandis que le potassium, qui est le plus léger, a une pesanteur spécifique moindre qu'elle. Le tableau suivant offre les métaux rangés par ordre de leur plus grande pesanteur spécifique, celle de l'eau étant prise pour unité.

Digitized by Google

TABLEAU *de la Pesanteur spécifique des Métaux, par ordre de plus grande densité, à la température ordinaire.*

Platine	20,98	Brisson.
Or	19,257	Brisson.
Tungstène	17,6 à 17°,5	D'Elhuyart.
Mercure	13,568	Brisson.
Palladium (selon qu'il est écroui au marteau ou laminé)	11,3 à 11,8	Wollaston.
Plomb	11,352	Brisson.
Argent	10,4743	Brisson.
Bismuth	9,822	Brisson.
Cobalt	8,5384	Haüy.
Urane	9	Bucholz.
Cuivre	8,895	Hatchett.
Cadmium	8,6040	Stromeyer.
Arsenic	8,308	Bergmann.
Nickel	8,279	Richter.
Fer	7,788	Brisson.
Molybdène	7,400	Hielm.
Etain	7,291	Brisson.
Zinc	6,861 à 7,1	Brisson.
Manganèse	6,850	Bergmann.
Antimoine	6,7021	Brisson.
Tellure	6,115	Klaproth.
Sodium	0,97223 à 15°	Gay-Lussac et Thenard.
Potassium	0,86507 à 15°	Gay-Lussac et Thenard.

Ductilité. La ductilité est la propriété qu'ont certains métaux de se réduire en fils en passant à la filière (*a*), et

(*a*) La filière est une plaque rectangulaire d'acier, percée de trous de différens diamètres, à travers lesquels on fait passer les métaux pour les réduire en fils. L'on coule en lingot, ou l'on forge en cylindre le métal que l'on veut tirer en fils; on amincit l'une de ses extrémités, et on l'engage dans l'un des trous de la filière disposée verticalement et assujettie avec beaucoup de solidité. On saisit alors l'extrémité amincie du métal avec une pince que l'on serre fortement; on le force, au moyen de leviers, à passer à travers la filière. On le fait ainsi passer par des trous de plus en plus petits, ayant soin de le recuire de temps en temps pour éviter qu'il ne se gerce; on continue cette manœuvre jusqu'à ce que le fil soit arrivé à la grosseur que l'on désire.

Digitized by Google

de se réduire en lames sous le choc du marteau ou la pression du laminoir (*a*) : cependant cette dernière propriété est plus particulièrement connue sous le nom de *malléabilité*. Il paraît qu'il existe une différence réelle entre la ductilité et la malléabilité, car les métaux qui passent le mieux à la filière ne sont pas toujours ceux qui passent le mieux au laminoir; nous citerons pour exemple le fer, dont on fait des fils très-fins, et dont on ne peut pas faire des lames très-minces. Parmi les métaux que l'on peut réduire, il y en a 16 qui sont ductiles et 14 qui sont cassans. Le métal le plus ductile ne peut s'aplatir ou être réduit en fil que jusqu'à un certain point, sans être chauffé.

(*a*) Un laminoir se compose de deux cylindres d'acier placés horizontalement l'un au-dessus de l'autre, qui tournent dans le même sens, et que l'on peut rapprocher à volonté. On aplatit par l'un de ses bouts le métal que l'on veut réduire en lames, et on le fait passer entre les deux cylindres dans le sens de leur marche. La distance entre les deux cylindres doit être moindre que l'épaisseur du corps à laminer.

Il est évident qu'au lieu de placer les cylindres horizontalement, on pourrait les placer verticalement; mais la position verticale n'est pas si commode que la position horizontale. Dans tous les cas, il est nécessaire de recuire de temps en temps les pièces que l'on lamine, c'est-à-dire de les faire rougir, et de les laisser refroidir peu à peu. Sans cette précaution, elles se gerceraient et même se déchireraient complètement, parce qu'alors leurs parties étant rapprochées, ne pourraient plus glisser les unes sur les autres. Les métaux les moins ductiles sont ceux qui exigent d'être recuits le plus souvent.

Digitized by Google

Tableau *de la Ductilité et de la Malléabilité.*

MÉTAUX DUCTILES ET MALLÉABLES, rangés par ordre alphabétique.	MÉTAUX CASSANS, rangés par ordre alphabétique.	MÉTAUX rangés à-peu-près par ordre de leur plus grande facilité à passer à la filière.	MÉTAUX rangés à-peu-près par ordre de leur plus grande facilité à passer au laminoir.
Argent.	Antimoine	Or.	Or.
Cadmium.	Arsenic.	Argent.	Argent.
Cuivre.	Bismuth?	Platine.	Cuivre.
Etain.	Cérium.	Fer.	Etain.
Fer.	Chrôme.	Cuivre.	Platine.
Iridium.	Cobalt.	Zinc.	Plomb.
Mercure.	Colombium.	Etain.	Zinc.
Nickel.	Manganèse.	Plomb.	Fer.
Or.	Molybdène.	Nickel.	Nickel.
Osmium.	Rhodium.	Palladium ?	Palladium ?
Palladium.	Tellure.	Cadmium (*c*)?	Cadmium (*c*)?
Platine.	Titane.		
Plomb.	Tungstène.		
Potassium.	Urane (*b*).		
Sodium.			
Zinc (*a*).			

(*a*) L'iridium et l'osmium n'ayant point encore pu être fondus, on ignore s'ils sont réellement ductiles ; on ne les regarde comme tels que parce qu'ils forment des alliages qui ont de la ductilité.

(*b*) Le colombium, le cérium et le titane n'ayant point encore pu être fondus, on ignore s'ils sont réellement cassans ; on ne les regarde comme tels que parce qu'ils forment des alliages cassans.

(*c*) Le palladium et le cadmium sont suivis d'un point d'interrogation pour indiquer qu'on ne sait pas le rang qu'ils doivent avoir.

Digitized by Google

Tenacité. On entend par tenacité la propriété qu'ont les métaux ductiles, réduits en fils d'un petit diamètre, de supporter un certain poids sans se rompre : elle est d'autant plus grande que ce poids est plus considérable.

Les métaux suivans, tirés en fils de 2 millimètres de diamètre, ont supporté, savoir :

	kilogr.	
Fer	249,659	Sickingen.
Cuivre	137,399	
Platine	124,000	Guyton-Morveau.
Argent	85,062	Sickingen.
Or	68,216	
Etain	24,200	Muschenbroeck.
Zinc	12,720	

Dureté. Il existe entre les métaux une très-grande différence sous le rapport de leur dureté ; il en est qui rayent presque tous les corps : tel est le fer, etc. ; il en est d'autres, au contraire, que presque tous les corps rayent : tel est le plomb, qu'on entame avec l'ongle ; tels sont le potassium, le sodium, qui ont la consistance de la cire.

Parmi les métaux dont on a éprouvé la dureté, les plus durs sont, d'après une table insérée dans l'ouvrage de M. Thomson, le tungstène et le palladium ; viennent ensuite, par ordre de plus grande dureté, le manganèse et le fer, le nickel, le platine, le cuivre, l'argent et le bismuth, l'or, le zinc et l'antimoine, le cobalt et l'étain, le plomb (*a*), l'arsenic.

Le sodium et le potassium ont beaucoup moins de dureté que les précédens ; celle du mercure est nulle.

Elasticité et sonorité. Les métaux sont, en général, d'autant plus élastiques et sonores qu'ils ont plus de du-

(*a*) L'arsenic est sans contredit plus dur que le plomb.

Digitized by Google

reté : aussi augmente-t-on l'élasticité et la sonorité de ces corps en les combinant avec d'autres corps qui les rendent plus durs sans en détruire le caractère métallique. *Exemple*, acier trempé, ou combinaison de fer et de charbon ; métal de cloche, ou alliage de cuivre et d'étain. La plupart des métaux possèdent ces deux propriétés à un plus haut degré que les corps non métalliques.

Dilatabilité. Tous les métaux éprouvés jusqu'ici sont plus dilatables que les autres solides, à quelques exceptions près. Chacun d'eux se dilate sensiblement, d'une manière uniforme, depuis zéro jusqu'à 100 degrés. Au-delà, cette uniformité de dilatation n'a plus lieu. (*Voy.* ce qui a été dit à ce sujet (42)).

Odeur et saveur. On observe que plusieurs métaux ont une odeur et une saveur désagréables qui se développent surtout par le frottement : tels sont le fer, le plomb, le cuivre et l'étain. L'or, l'argent et le platine ne sont pas doués de ces propriétés ; d'où l'on peut penser qu'il n'y a que les métaux susceptibles d'oxidation par l'air qui les ont, du moins à un degré remarquable.

Structure ou tissu. La structure ou le tissu d'un métal n'est autre chose que la forme qu'affectent les parties intérieures de ce métal. Tantôt ce tissu est lamelleux, comme dans l'antimoine, le bismuth, le zinc ; tantôt il est fibreux, comme dans le fer.

Formes cristallines. Les formes que les métaux affectent sont l'octaèdre régulier, le cube et toutes celles qui en dérivent. Plusieurs, tels que l'or, l'argent et le cuivre, se trouvent naturellement cristallisés. Ceux qu'il est le plus facile d'obtenir ainsi par le procédé indiqué (9), sont le bismuth, l'antimoine, le zinc, l'étain, le plomb, l'arsenic, et en général tous les métaux qui n'exigent pas pour leur fusion une haute température.

Digitized by Google

Nous venons de passer en revue toutes les propriétés physiques des métaux. Considérons maintenant leurs propriétés chimiques, et voyons d'abord quel est leur degré de fusibilité.

131. *Propriétés chimiques. — Action du feu.* La fusibilité des métaux est très-variable. Les uns fondent au-dessous de la chaleur rouge ; plusieurs autres un peu au-dessus de ce degré ; un certain nombre n'entrent en fusion qu'à une température très-élevée ; d'autres enfin sont presque infusibles. Le feu d'un fourneau ordinaire suffit pour fondre les premiers ; les seconds exigent un feu de réverbère ; les troisièmes un feu de forge ; les derniers ne cèdent qu'au feu que produisent l'oxigène pur et le charbon, ou l'oxigène et l'hydrogène. C'est ordinairement dans un creuset que se fait l'opération : ce ne serait qu'autant que le métal serait très-fusible, très-oxidable, tel que le potassium et le sodium, qu'il conviendrait de la faire dans une petite cloche remplie d'huile.

Lorsque les métaux sont fondus, qu'on les laisse refroidir, qu'on perce la croûte qui est à la surface, et qu'on décante les parties intérieures qui sont encore liquides, on les obtient cristallisés (9). Celui qui cristallise le mieux est le bismuth bien pur, et surtout privé d'arsenic. Ces cristaux sont cubiques, et se disposent de manière à former des pyramides quadrangulaires creuses.

Lorsqu'au lieu d'exposer les métaux à une température capable de les fondre, on les expose à une température bien plus élevée, plusieurs se volatilisent (*a*). Six au moins sont dans ce cas : le mercure, l'arsenic, le cad-

---

(*a*) M. Chaudet croit que le bismuth est volatil (*Annales de Chimie et de Physique*, tom. IX, pag. 397). Ce métal ne se sublime réellement que dans les mêmes circonstances que l'antimoine. (*Voyez* la note de la page suivante.)

Digitized by Google

mium, le potassium, le tellure et le zinc. Pour s'assurer de leur volatilité, il faut les chauffer; savoir : le mercure, le tellure et le cadmium, dans une cornue de verre, à laquelle on adapte un récipient où vient se rendre le métal; le potassium, dans une petite cloche de verre pleine de gaz azote et de mercure; et le zinc, dans une cornue de grès (*a*).

(*a*) L'antimoine, exposé à l'action d'une très-haute température dans une cornue de grès, ne se volatilise pas : cependant en calcinant de l'oxide d'antimoine avec du charbon, ce métal se sublime en grande partie à mesure qu'il se réduit. Comment expliquer ces résultats en apparence contradictoires ? comme l'a fait M. Gay-Lussac. Tous les liquides ont une tendance à se réduire en vapeurs. En vertu de cette tendance, un liquide placé dans un espace vide ou plein de gaz, se vaporise en quantité d'autant plus grande que l'espace est plus grand, etc. (49). Or, dans le premier cas, l'antimoine se trouve placé dans un espace très-petit qui est égal au volume de la cornue; au lieu que dans le second, ce métal est dans le même cas que s'il était placé dans un espace considérable, puisqu'il se forme alors beaucoup de gaz acide carbonique, et que ce gaz doit se charger de vapeurs antimoniales, en raison du volume qu'il occupe. D'ailleurs, on conçoit facilement pourquoi l'antimoine se condense presqu'entièrement dans le col de la cornue : c'est un effet immédiat du refroidissement qu'il éprouve.

Il en est des autres métaux, et de tous les corps en général, comme de l'antimoine; tous se vaporisent plus ou moins lorsqu'on les fond et qu'on les expose à des courans de gaz. Les uns, tels que l'antimoine, le sodium, etc., possèdent cette propriété d'une manière remarquable. Les autres, tels que l'or, la possèdent à peine, ce qui dépend des causes que nous avons exposées (51).

Digitized by Google

TABLEAU *des Métaux rangés suivant l'ordre de leur plus grande fusibilité.*

		Thermom. centig.	
Fusibles au-dessous de la chaleur rouge.	Mercure	— 39°	Divers chimistes.
	Potassium	+ 58	Gay-Lussac et Thenard.
	Sodium	+ 90	
	Etain	+210	Newton.
	Bismuth	+256	
	Plomb	+260	M. Biot.
	Tellure. Un peu moins fusible que le plomb.		M. Klaproth.
	Arsenic. Indéterminé.		
	Zinc	+370	Min. de M. Brongniart.
	Antimoine. Un peu au-dessous de la chaleur rouge.		
	Cadmium.		Stromeyer.

		Pyrom. de Wedgwood.	
Infusibles au-dessous de la chaleur rouge.	Argent	20°	Kennedy, suiv. Thoms.
	Cuivre	27	Wedgwood.
	Or	32	
	Cobalt. Un peu moins difficile à fondre que le fer.		
	Fer	130	Wedgwood.
		158	Le chevalier Makenzie.
	Manganèse	160	Guyton.
	Nickel. Comme le manganèse		Richter.
	Palladium.		
	Molybdène, Urane, Tungstène, Chrôme. (Presque infusibles, et ne pouvant point être obtenus en boutons au feu de forge.)		Fusibles au chalumeau d'oxygène et d'hydrogène.
	Titane, Cérium, Osmium, Iridium, Rhodium, Platine, Colombium.		Infusibles au feu de forge. Fusibles au chalumeau d'oxygène et d'hydrogène.

131 *bis. Action du fluide électrique.* Les métaux sont d'excellens conducteurs de l'électricité. Tant que leur surface suffit à l'écoulement du fluide électrique, ils n'éprou-

Digitized by Google

vent aucune altération ; mais lorsqu'elle n'est pas suffisante, ce fluide pénètre dans leur intérieur, les échauffe, et parvient même à les fondre et à les volatiliser. Tel est l'effet que produit la décharge d'une forte batterie composée de piles à larges plaques ou de bouteilles de Leyde, sur des fils ou des lames minces d'un métal quelconque, et l'on observe de plus que si l'expérience se fait dans l'air, il en résulte une combustion plus ou moins vive, dont la flamme est diversement colorée. Par exemple, le fer brûle avec une lumière blanche très-vive; le zinc avec une flamme blanche mêlée de bleu et de rouge; l'étain en produit une d'un blanc bleuâtre; l'or et le cuivre sont dans le même cas, et donnent naissance à des oxides bruns; la flamme produite par le plomb est bleuâtre et surtout purpurine; enfin celle de l'argent est verte.

Nous devons ajouter à ces résultats ceux que M. Children a obtenus, d'autant plus qu'ils sont très-remarquables. (*Ann. de Chimie*, t. XCVI, p. 130.) La pile dont il s'est servi était construite comme celle dont il a été question (69 *bis*), et formée des plus grandes plaques qui aient été employées jusqu'ici. En effet chaque plaque de zinc avait six pieds de long et deux pieds huit pouces de large (*a*), et chaque plaque de cuivre avait une surface double; leur nombre était tel qu'il en résultait vingt-un compartimens dont la capacité s'élevait à 945 gallons (un gallon vaut $3^{lit.},784$). Deux tubes de plomb étaient soudés, l'un au pôle positif et l'autre au pôle négatif; ils plongeaient par leurs extrémités libres dans des bassins de mercure séparés.

M. Children a cherché d'abord à connaître la facilité avec laquelle différens métaux entrent en ignition lorsqu'on les place dans le circuit voltaïque. Pour cela, il s'est servi dans chaque expérience de deux fils de métaux différens,

(*a*) Les mesures dont il est ici question sont des mesures anglaises.

Digitized by Google

qui avaient l'un et l'autre 8 pouces de long et $\frac{1}{30}$ de pouce de diamètre; chacun d'eux, d'une part, était en contact avec le mercure des bassins, et de l'autre était recourbé de manière à pouvoir s'accrocher réciproquement, dès que l'on avait versé une partie d'acide étendu de 40 parties d'eau dans les compartimens de la batterie, pour y produire une excitation modérée. Voici ce qui a eu lieu avec les fils métalliques suivans :

Fils de platine et d'or.....	Ignition du platine.
Fils d'or et d'argent.....	Ignition de l'or.
Fils d'or et de cuivre.....	Ignition des deux.
Fils d'or et de fer.....	Ignition du fer.
Fils de platine et de fer.....	Ignition instantanée du fer, et quelque temps après du platine.
Fils de platine et de zinc....	Ignition du platine et quelquefois fusion du zinc.
Fils de zinc et de fer.....	Ignition du fer; échauffement du zinc sans fusion.
Fils de plomb et de platine...	Fusion du plomb dans son point de contact avec le platine.
Fils d'étain et de platine....	Fusion de l'étain au point de contact.
Fils de zinc et d'argent.....	Ignition du zinc avant d'être fondu.
Trois paires de fils de platine et d'argent.....	Ignition des fils de platine.
Un fil de zinc entre deux de platine.....	Ignition des fils de platine.

M. Children ayant ensuite porté la pile à un très-haut degré d'excitation, en versant, dans les compartimens qu'elle forme, de l'eau chargée d'un vingtième de son poids d'un mélange d'acide nitrique et d'acide sulfurique,

Digitized by Google

il soumit à son action des fils de platine de différentes longueurs et de différens diamètres.

Fil de platine de 5 *pieds* 6 *pouces de long, et* $\frac{11}{100}$ *de pouce de diamètre :* il devint rouge dans toute sa longueur, même en plein jour.

Fil de platine de 8 *pieds* 6 *pouces de long, et de* $\frac{14}{100}$ *de pouce de diamètre :* il s'échauffa jusqu'au rouge.

Tige de platine de $\frac{1}{6}$ *de pouce en carré, et de* 2 *pouces* $\frac{1}{4}$ *de long :* non-seulement elle fut chauffée au rouge, mais à la fin elle entra en fusion.

Tige cylindrique de platine de 2 *pouces* $\frac{1}{2}$ *de long, et de* $\frac{2\cdot6}{1000}$ *de pouce de diamètre :* elle s'échauffa au point de paraître d'un rouge blanc.

M. Children éprouva aussi l'action de la forte batterie sur l'iridium et sur l'alliage d'iridium et d'osmium : pour cela, il plaça le métal ou l'alliage au fond d'une petite excavation pratiquée dans un morceau de charbon de bois bien brûlé et flottant à la surface du mercure dans l'un des bassins ; le circuit était complété par un morceau de charbon en communication avec l'autre bassin au moyen de gros fils de cuivre.

L'iridium se fondit en un globule pesant 7 grains, et renfermant encore quelques petites cavités : dans cet état, il était blanc, très-brillant, et pesait spécifiquement 18,68.

Le composé d'iridium et d'osmium se fondit aussi en un globule. Plusieurs autres essais furent également faits sur des oxides métalliques et de petits fragmens de pierres dures : presque toujours il y eut réduction ou fusion (472).

Action de la lumière et du fluide magnétique. (Voyez 63 et 77 *bis.*)

132. *Action du gaz oxigène.* — Les phénomènes que

Digitized by Google

l'oxigène nous présente dans son contact avec les métaux sont trop importans pour ne pas les considérer avec toute l'attention possible. Nous devons donc examiner toutes les causes qui peuvent contribuer à leur production, et tenir compte de leurs effets : ces causes, indépendamment de l'affinité, résident principalement dans l'état hygrométrique de l'oxigène et dans la température.

Le gaz oxigène sec, à la température ordinaire, est absorbé par le potassium ; d'où l'on peut croire qu'il le serait également par le barium, le lithium, le strontium, le calcium, et par les métaux de la première section ; mais il ne l'est, à cette température, ni par le sodium, ni par aucun des métaux appartenant aux quatre dernières sections. Un certain degré de chaleur favorise singulièrement son action : aussi, par ce moyen, agit-il sur tous les métaux, ceux de la dernière section exceptés. Un grand nombre l'absorbent même à une température suffisamment élevée, en donnant lieu à un dégagement de lumière ; savoir : les métaux de la seconde section ; le zinc, le fer, l'étain et le cadmium de la troisième ; l'arsenic, l'antimoine, le tellure, le bismuth de la quatrième. L'étain, l'antimoine et le bismuth sont ceux dont la combustion est la plus faible. Peut-être paraîtra-t-il extraordinaire de voir le tellure brûler avec lumière, tandis que le manganèse, qui a beaucoup plus d'affinité pour l'oxigène que lui, ne possède pas cette propriété ; la raison en est cependant bien simple : c'est que le tellure étant fusible et volatil, forme à la fois beaucoup plus d'oxide que le manganèse, qui est fixe et presque infusible. En effet, pour qu'un corps brûle avec flamme, il ne faut pas seulement qu'il ait beaucoup d'affinité pour l'oxigène ; il faut encore qu'il entre facilement en fusion, ou qu'il soit volatil, ou bien que l'oxide dont il est le radical puisse se fondre ou se vaporiser facilement : sans cela, le contact

Digitized by Google

entre le corps comburant et le corps combustible n'étant point intime, la combustion ne saurait être vive.

La combinaison des métaux avec le gaz oxigène peut presque toujours être faite en remplissant de ce gaz une petite cloche courbe de verre sur le mercure, portant dans la partie courbe de cette cloche, avec une tige métallique, une certaine quantité de métal, chauffant celui-ci avec la lampe à esprit-de-vin, et l'agitant avec la tige même. (Pl. xx, fig. 3.) Ce ne serait qu'autant que la température devrait être plus élevée qu'il faudrait employer un tube de porcelaine. Le tube traversant un fourneau à réverbère contiendrait le métal, et communiquerait, au moyen de petits tubes de verre, d'un côté avec une vessie vide, et de l'autre avec une vessie pleine de gaz oxigène; l'on mettrait du feu dans le fourneau, et lorsque le tube serait incandescent, l'on ferait passer peu à peu et à plusieurs reprises, par une légère compression, le gaz oxigène de l'une des vessies dans l'autre. Bientôt l'absorption deviendrait sensible, et serait totale, de même que dans la précédente expérience, si le métal était en grand excès. (Pl. XXIII, fig. 3.) (*Voyez* d'ailleurs l'histoire particulière de chaque métal.)

Action du gaz oxigène humide. — Le gaz oxigène humide n'attaque pas seulement les métaux des deux premières sections; il attaque encore plusieurs de ceux qui appartiennent à la troisième, et même à la quatrième section. Dans le premier cas, le métal s'oxide tout à la fois par l'oxigène libre et par l'oxigène de l'eau; celle-ci est décomposée, et l'hydrogène qu'elle contient se dégage. Dans le second cas, le métal ne s'oxide que par l'oxigène libre : alors on suppose que la vapeur d'eau agit doublement; que, d'une part, en se liquéfiant en partie par les changemens de température qui surviennent, elle dissout une certaine quantité de gaz oxigène,

Digitized by Google

et le rend capable, en lui faisant perdre son état élastique, de se combiner avec le métal; et que, de l'autre, elle favorise encore cette union par sa tendance à s'unir elle-même avec l'oxide métallique, et à former un composé que nous connaîtrons par la suite sous le nom d'*hydrate*. Quoi qu'il en soit, cette sorte d'oxidation, produite ainsi n'est presque jamais que superficielle, et est toujours très-lente : les couches intérieures sont toujours garanties par la couche extérieure, ou du moins ce n'est que dans un espace de temps très-long qu'elles sont altérées. Les métaux les plus oxidables de cette manière sont l'arsenic, le manganèse, le fer, le zinc, le plomb, le cuivre, etc. (*a*). Ceux de la sixième section sont inaltérables.

Lorsque l'oxigène sec ou humide contient de l'azote, son action sur les métaux est encore la même que quand il n'en contient point, si ce n'est qu'elle est moins intense; car l'azote n'agit que mécaniquement, ou ne fait que diminuer les points de contact entre l'oxigène et les métaux. Or, comme l'air est composé de 21 d'oxigène, de 79 d'azote, d'un peu de vapeur d'eau, et d'un peu d'acide carbonique, il doit agir sur les métaux de la même manière que l'oxigène, à l'intensité près; c'est en effet ce qui a lieu : sec, il n'attaque, à la température ordinaire, que ceux des deux premières sections, et encore même n'a-t-il pas d'action sur le sodium; humide, il attaque

(*a*) Cependant il serait possible que quelques métaux, après s'être oxidés par l'absorption d'une certaine quantité de gaz oxigène, eussent la propriété de décomposer l'eau et de continuer à s'oxider en s'emparant de l'oxigène de celle-ci. Cet effet, qui ne serait que secondaire, proviendrait probablement de ce que l'oxide formé d'abord donnerait lieu, par son contact avec le métal non encore attaqué, à un élément de la pile dont la force électrique suffirait pour séparer l'oxigène de l'hydrogène. Les phénomènes qui se produisent lorsqu'on met de la limaille de fer humectée dans un vase plein d'air, ne s'expliquent même bien qu'en admettant cette théorie (275 *bis*).

Digitized by Google

non-seulement ceux-ci à cette température, mais encore plusieurs de ceux de la troisième, et de la quatrième section; sec ou humide, il les attaque tous à l'aide d'une chaleur convenable, excepté ceux de la dernière section. Le résultat de cette action est un oxide ou un hydrate. Cependant, si l'opération se faisait à l'air libre, il se formerait souvent un carbonate, surtout à la température ordinaire (*a*) : c'est qu'alors l'air, se renouvelant continuellement, céderait à chaque instant de petites quantités d'acide carbonique à l'oxide, lorsque ces deux derniers corps auraient assez d'affinité pour s'unir : aussi les statues d'airain se couvrent-elles peu à peu de carbonate de cuivre, et se produit-il dans un bassin de plomb, immédiatement au-dessus de la surface de l'eau, non de l'oxide de plomb, mais du plomb carbonaté.

Il n'est point de corps combustible non métallique qui ne puisse s'unir à quelques métaux : le charbon s'unit au fer et peut-être bien au nickel; le bore au fer et au platine; l'azote au potassium et au sodium; l'hydrogène au potassium, à l'arsenic et au tellure; le phosphore, le soufre, le sélénium, le chlore et l'iode, à tous.

Enfin, presque tous les métaux se combinent entre eux et forment des alliages doués de propriétés particulières.

132 *bis*. *Etat naturel*. — Les métaux ne se rencontrent que rarement *natifs* ou *vierges*, c'est-à-dire à l'état de pureté dans la nature. Presque toujours ils sont combinés avec d'autres corps; tantôt avec l'oxigène, tantôt avec les corps combustibles, tantôt avec l'oxigène et un acide, ou à l'état de sel. Ils existent donc naturellement sous quatre

(*a*) Il ne peut se former de carbonate à une température élevée si ce n'est avec le barium, le potassium, le sodium, et probablement le lithium, parce que tous les carbonates se décomposent à cette température, excepté les carbonates de baryte, de potasse, de soude, et, selon toute apparence, d'oxide de lithium.

Digitized by Google

états principaux; savoir : quelques-uns sous tous les états; quelques autres, au contraire, sous un seul; mais le plus grand nombre sous les trois derniers ou sous deux d'entr'eux.

Ce ne sont, en général, que les métaux qui ont peu d'affinité pour l'oxigène, que l'on rencontre natifs : tels sont l'or et l'argent.

Ce sont, au contraire, ceux dont l'affinité pour l'oxigène est grande, ou du moins assez grande pour l'absorber à une température élevée, que l'on trouve à l'état d'oxide : il est vrai qu'assez fréquemment l'oxide est combiné avec un acide.

Presqu'aucun des métaux capables de décomposer l'eau à la température ordinaire ne se trouve uni aux corps combustibles; tandis que tous les autres se trouvent toujours en combinaison avec quelques-uns de ces corps, particulièrement avec le soufre et l'arsenic : voilà pourquoi les mineurs appellent ces deux derniers corps du nom commun de *minéralisateurs*. On ne connaît point encore d'hydrures, ni de borures, ni de phosphures, ni d'iodures, ni d'azotures métalliques naturels. Il existe quelques chlorures, et un seul carbure, qui est celui de fer.

Enfin les métaux que la nature nous offre le plus souvent dans les combinaisons salines sont ceux qui s'oxident facilement; et les sels les plus communs sont les sulfates, les carbonates et les phosphates.

Gisement des métaux. — Les métaux s'observent en *filons*, en *amas*, ou *couches*, dans les terrains primitifs intermédiaires et secondaires; plusieurs, tels que le fer à l'état de deutoxide ou de peroxide, forment des masses considérables et même des montagnes entières.

A l'état de filons ils sont toujours accompagnés de diverses substances cristallisées, surtout de quartz, de carbonate et fluate de chaux, de sulfate de baryte. Parmi

Digitized by Google

ces substances, la plus abondante prend le nom de gangue, qu'on donne quelquefois encore à leur ensemble. Les roches, quand elles contiennent des métaux disséminés, reçoivent souvent aussi le même nom.

Tous les métaux font partie des terrains primitifs et intermédiaires, et c'est là qu'a lieu le plus grand nombre des exploitations. Le métal le plus rare dans ces terrains est le mercure; il ne se rencontre même guère qu'à la partie inférieure des terrains secondaires, qui renferment aussi des sulfures de cuivre et de plomb, des carbonate et silicate de zinc. On ne trouve dans la partie supérieure de ces derniers terrains que des minerais de fer à l'état d'oxide hydraté, lesquels constituent des couches et des amas composés ordinairement de petits *globules testacés*.

Les métaux disparaissent dans les terrains tertiaires; l'oxide de fer hydraté colore seulement çà et là les matières terreuses et sableuses, ou les agglutine. On n'en connaît aucun dans les terrains ignés.

La présence des substances métalliques dans les différens terrains ne peut être découverte que par les affleuremens des filons ou des couches à la surface du sol, c'est-à-dire lorsque la masse métallique est à découvert dans quelques parties de son étendue.

133. *Extraction.* — Comme il est nécessaire de connaître l'histoire de tous les corps appartenant au règne minéral pour concevoir l'extraction des métaux, et que cette extraction est très-importante en raison des usages multipliés d'un grand nombre d'entre eux, nous n'en traiterons qu'à la fin de la chimie minérale, dans un chapitre particulier.

134. *Usages.* — Plusieurs métaux sont d'un usage presque universel dans la société. Les plus employés sont le fer, le cuivre, le plomb, l'étain, l'argent, l'or, le mer-

Digitized by Google

cure, le zinc, le platine. Ils doivent à leur ductilité, à leur état dans la nature et à leur abondance respective, la préférence qu'on leur accorde : aussi consomme-t-on beaucoup plus de fer que de tout autre métal, et doit-il être regardé comme l'un des plus beaux présens que la nature ait faits à l'homme.

Les métaux cassans sont d'un usage bien plus borné que les précédens, en raison de la difficulté de les travailler sans les rompre. Il n'y a même dans cette classe que l'antimoine, le bismuth et l'arsenic que l'on emploie, et encore ne s'en sert-on qu'en médecine, ou que pour la préparation de quelques alliages.

Des Métaux de la première section;

Ou des Métaux des terres, des Métaux terreux.

135. La première section comprend les métaux qu'on n'a point encore pu réduire, tant ils ont d'affinité pour l'oxigène, et dont on n'admet l'existence que par analogie. Ces métaux sont au nombre de sept : le silicium, le zirconium, le thorinium, l'aluminium, l'yttrium, le glucinium, le magnésium; ils ne se trouvent jamais qu'à l'état d'oxides purs, ou unis soit à d'autres oxides, soit à des acides. Leurs oxides prenant le nom générique de *terres*, nous les désignerons eux-mêmes quelquefois par cette expression : il nous arrivera donc de dire *métaux des terres*, au lieu de *métaux de la première section*.

On ne peut en faire l'histoire particulière, puisque jusqu'ici on n'a pu se les procurer.

A la vérité, MM. Davy et Berzelius ont annoncé, le premier, qu'on pouvait extraire le magnésium du sulfate de magnésie, de la même manière que la barium du sulfate de baryte; et le second, que la fonte contenait du sili-

Digitized by Google

cium uni au fer. M. Stromeyer a aussi annoncé qu'en calcinant de la silice ou oxide de silicium avec du fer et du charbon à un grand feu, on obtenait un alliage de silicium et de fer. Enfin M. Clarke a prétendu que l'on pouvait réduire tous les oxides de la première section ou toutes les terres par un feu de gaz hydrogène et de gaz oxigène. Mais ces divers résultats n'ont point encore acquis le plus grand degré de certitude : le dernier est même généralement regardé comme inexact. (*Voyez* le Mémoire de M. Davy, *Annales de Chimie*, tome LXX, p. 213; le Mémoire de M. Berzelius; celui de M. Stromeyer, *Annales de Chimie*, tome LXXXI, p. 177; et celui de M. Clarke, *Annales de Chimie et de Physique*, tome II, p. 430; et tome III, p. 39.)

Des Métaux de la deuxième section;

Ou des Métaux des alcalis, des Métaux alcalins.

136. Les métaux de la seconde section sont ceux qui décomposent subitement l'eau à la température ordinaire, qui absorbent le gaz oxigène à cette même température ou à l'aide d'une légère chaleur, et dont les oxides sont réductibles par l'électricité ou certains corps très-combustibles, et irréductibles par la chaleur seule. Ces métaux sont au nombre de six : le calcium, le strontium, le barium, le lithium, le sodium et le potassium.

Unis avec l'oxigène, ils forment certains oxides que l'on connaissait, avant d'avoir réduits ceux-ci, sous le nom d'*alcalis* : de là les dénominations de *métaux des alcalis, métaux alcalins,* dont nous nous servirons quelquefois.

Digitized by Google

Du Calcium.

137. *Etat naturel.* —Ce métal n'existe point à l'état natif; il ne se trouve qu'à l'état d'oxide, uni presque toujours à d'autres oxides ou à l'un des six acides minéraux suivans : sulfurique, carbonique, phosphorique, fluorique, nitrique, hydro-chlorique, quelquefois aussi à l'acide tungstique.

Propriétés. — Ses propriétés sont presque inconnues. L'on sait seulement que le calcium est plus pesant que l'eau ; qu'il est solide à la température ordinaire ; qu'il a une grande affinité pour l'oxigène, et qu'il s'en empare avec une si grande avidité, qu'il l'enlève à presque tous les autres corps, et qu'il se détruit sur-le-champ par le contact de l'eau ou de l'air.

Extraction. —Nous manquons de bons procédés pour l'extraire. Le seul que l'on connaisse consiste à faire une pâte de sulfate de chaux, ou d'un autre sel de chaux et d'eau ; à la disposer, en forme de capsule, sur une plaque métallique; à mettre du mercure dans cette espèce de capsule, et à mettre en contact d'une part, avec le mercure, le fil négatif d'une pile en activité, et d'autre part, avec la plaque métallique, le fil positif de la même pile. L'acide sulfurique et l'oxigène du sulfate se rendent au pôle positif; le calcium se rend au pôle négatif, et y trouve du mercure qui le dissout. Pour avoir un alliage un peu riche en calcium, il faut continuer l'expérience pendant long-temps : après quoi l'on met cet alliage dans une très-petite cornue avec de l'huile de naphte; l'on adapte au col de cette cornue un petit récipient; l'on bouche la tubulure de ce récipient avec un bouchon à peine troué, et l'on procède à la distillation. L'huile se vaporise, chasse l'air; bientôt après le mercure se vaporise lui-même en grande partie, de sorte que la petite quantité de calcium

Digitized by Google

qui reste au fond de la cornue en retient à peine. L'huile sert à prévenir l'oxidation du métal.

Historique. C'est au docteur Seébeck qu'on doit le procédé au moyen duquel on obtient l'alliage de calcium et de mercure; mais c'est M. Davy qui, le premier, a retiré le calcium de cet alliage, et qui a indiqué l'existence de ce métal. (*Journal de Physique*, tome LXIX.)

Du Strontium et du Barium.

138. Leur histoire est analogue à celle du calcium, si ce n'est qu'ils sont moins abondans que celui-ci, et qu'on trouve leurs oxides combinés presque uniquement avec l'acide sulfurique et l'acide carbonique.

Du Lithium.

138 *bis*. Le lithium est le radical du *lithion* ou de la *lithine*, oxide alcalin nouvellement découvert par M. Arfwedson dans quelques minéraux de la mine d'Utô en Suède; savoir : dans le petalite, le triphane et la tourmaline verte. (*Annales de Chimie et de Phys*, t. x, p. 82.) M. Arfwedson ne l'a point obtenu à l'état métallique; mais il est très-probable qu'on parviendrait à l'obtenir sous cet état par le même procédé que celui qui a pour objet l'extraction des trois métaux précédens. Je présume que ce que nous avons dit des propriétés du calcium peut s'appliquer au lithium comme au barium et au strontium.

Le nom de ce nouveau métal est tiré du mot grec λιθιος, *lapideus*.

Du Potassium.

139. Le potassium est un métal dont la découverte, due à M. Davy, date de 1807, et dont les propriétés ont été

Digitized by Google

étudiées par lui et par MM. Gay-Lussac et Thenard. (*Journ. de Phys.*, de 1807 à 1810; *Recherches physico-chimiques.*)

Propriétés physiques.—Ce métal est solide à la température ordinaire. Il a l'éclat métallique au plus haut degré. Récemment fondu dans l'huile de naphte, et vu dans cette huile à travers le verre, il ressemble à l'argent mat : lorsqu'on l'en retire, il se ternit bientôt, et prend l'aspect qu'a le plomb exposé depuis long-temps à l'air. Sa section est lisse, unie et des plus brillantes. Il est aussi ductile et plus mou que la cire : comme elle, on le pétrit entre les doigts (*a*). En le rompant, on voit qu'il est composé d'une multitude de petites particules cristallines qui ne sont jamais assez prononcées pour qu'on en distingue la forme. Sa pesanteur spécifique est de 0,865 à la température de 15° : conséquemment elle est moins grande que celle de l'eau, et un peu plus grande que celle de l'huile de naphte pure; il est facile de la prendre en pesant successivement un petit tube de verre, d'abord vide, ensuite plein d'eau, et enfin plein de potassium, qu'on y fait entrer par compression.

Propriétés chimiques. — Le potassium entre en fusion à 58° : c'est donc le métal le plus fusible après le mercure. C'est aussi l'un des plus volatils : en effet, remplissez de mercure une petite cloche de verre recourbée et bien sèche (pl. xx, fig. 3); faites-y passer du gaz azote à-peu-près jusqu'au tiers de sa hauteur; coupez ensuite du potassium, gros comme une petite noisette, avec un couteau, et introduisez-le à travers le mercure, à l'extrémité d'une tige de fer, jusque dans la partie courbe de la cloche; chauffez

(*a*) Cette expérience ne se fait sans danger qu'autant que la surface du potassium est couverte d'huile : autrement il s'enflammerait et l'on se brûlerait profondément.

Digitized by Google

alors le potassium avec la lampe à esprit-de-vin; vous verrez qu'il fondra, et que, lorsqu'il sera près de la chaleur rouge, il se volatilisera rapidement sous forme de vapeurs vertes.

Le potassium absorbe le gaz oxigène sec à la température ordinaire; mais, comme il n'y a que les couches métalliques extérieures qui soient immédiatement en contact avec le gaz, elles seules s'oxident facilement : aussi, lorsqu'au lieu de donner une forme sphérique au métal, on l'aplatit, l'absorption est bien plus prompte. Dans tous les cas, il se forme un oxide blanc, sans qu'il se dégage de lumière; la chaleur même n'est sensible qu'au commencement de l'expérience; elle cesse bientôt de l'être, à cause du ralentissement de la combustion.

Cependant il arrive quelquefois que le potassium s'enflamme, lorsque l'expérience se fait dans l'été, et qu'on n'emploie pas les précautions convenables. En général, la meilleure manière de la faire consiste à plonger le métal dans l'huile de naphte, à le mettre entre deux lames de laiton bien polies, à le comprimer et à le porter à l'extrémité d'une tige de fer, à travers le mercure, dans une petite cloche presque pleine de gaz oxigène et refroidie avec de la glace.

L'action du potassium sur le gaz oxigène est bien plus grande à chaud qu'à froid. Aussitôt que le métal est fondu, il s'enflamme sur-le-champ; le gaz est rapidement absorbé; il se forme un peroxide qui est d'un brun jaune, un grand dégagement de calorique et de lumière a lieu : voilà pourquoi l'opération ne peut bien se faire dans une petite cloche de verre (132) qu'en introduisant dans celle-ci une petite capsule ovale d'argent ou de platine pour y placer le potassium : sans cela la cloche casse presque toujours par la chaleur subite qui se produit. (*Voyez*, pl. II, fig. 11, la petite capsule; et pl. XX, fig. 3, l'appareil.)

Digitized by Google

Le potassium se comporte avec l'air de la même manière qu'avec l'oxigène, à cela près que l'action est moins vive.

Il se combine avec tous les corps combustibles non métalliques, moins le bore et le carbone.

Il s'unit aussi à tous les métaux, et rend aigres même les plus ductiles.

Projeté sur l'eau, il la décompose, reste à la surface et y devient incandescent (275).

Il décompose également la plupart des oxides, tous les acides, la plupart des sels, et toutes les matières végétales et animales, tant son affinité, pour l'oxigène surtout, est puissante. Parmi ces matières, il n'y a que les corps gras les plus carbonés et les plus hydrogénés qu'il attaque difficilement. Aussi, pour le conserver, le meilleur moyen est-il d'en remplir par la compression de petits tubes de verre, et de les tenir dans des flacons à gros goulot, pleins d'huile de naphte rectifiée par la distillation.

État naturel. — Le potassium n'a point encore été trouvé pur dans la nature; il ne s'y rencontre qu'à l'état d'oxide : cet oxide est même toujours combiné, soit avec les acides sulfurique, carbonique, hydro-chlorique, nitrique, dans les sulfate, carbonate, hydro-chlorate, nitrate de potasse; soit avec d'autres oxides dans un assez grand nombre de pierres.

Extraction. — C'est en traitant l'hydrate de potasse ou de protoxide de potassium (combinaison de protoxide de potassium et d'eau) par le fer ou par la pile voltaïque, que l'on se procure ce métal. Le premier procédé ne sera décrit que par la suite (1208); le second s'exécute de la manière suivante :

Vous prendrez un fragment de potasse dans lequel vous ferez une cavité qui devra être aussi profonde que possible et remplie de mercure; vous placerez ce fragment sur

Digitized by Google

une plaque métallique, et vous ferez communiquer les deux pôles d'une pile de 200 paires ; savoir : le pôle positif avec la plaque, et le pôle négatif avec le mercure. La pile étant en activité, le mercure contiendra bientôt assez de potassium pour se solidifier : alors vous le verserez dans de l'huile de naphte ou de pétrole rectifiée, et vous remplirez la cavité d'une nouvelle quantité de mercure, etc. Du reste, vous séparerez le mercure du potassium comme du calcium. Dans cette expérience, l'eau et le protoxide de potassium sont décomposés; l'oxigène de l'une et de l'autre se rend au pôle positif, tandis que le potassium radical du protoxide, et l'hydrogène radical de l'eau, se rendent au pôle négatif : le premier s'unit au mercure, et le second se dégage à l'état de gaz.

Il est nécessaire que le protoxide contienne de l'eau pour être réduit, car sans cela il ne serait pas perméable au fluide électrique; mais il ne faudrait pas qu'il en contînt une trop grande quantité, par exemple, qu'il y fût dissous : alors l'eau seule serait décomposée. Dans tous les cas, d'ailleurs, on n'obtient jamais qu'une très-petite quantité de potassium par ce procédé.

Du Sodium.

140. *Propriétés physiques.* — Le sodium, qui, comme le potassium, a été découvert en 1807 par M. Davy, et étudié par lui et par MM. Gay-Lussac et Thenard (*Recherches physico-chimiques*), est solide à la température ordinaire, inodore, presqu'aussi mou et presqu'aussi ductile que la cire; il n'a de saveur caustique que parce qu'il décompose l'eau qui recouvre les parois de la bouche, et qu'il en résulte du protoxide de sodium dont la causticité est très-grande; sa couleur a beaucoup de rapport avec celle du plomb; sa section est unie et des plus brillantes;

Digitized by Google

sa pesanteur spécifique, qui se détermine comme celle du potassium, est de 0,972 à la température de 15°; il n'a point encore été obtenu assez bien cristallisé pour qu'on puisse distinguer la forme de ses cristaux.

Propriétés chimiques.—Le sodium entre en fusion à 90° : s'il est volatil, ce n'est qu'à une très-haute température.

Il n'a sensiblement d'action à froid, ni sur le gaz oxigène, ni sur l'air atmosphérique, bien secs; mais, à chaud, il en a une très-grande, surtout, sur le gaz oxigène. Au moment où le métal est fondu, une combustion des plus vives a lieu; il en résulte un grand dégagement de calorique et de lumière, une absorption considérable de gaz, et un oxide jaune de sodium qui est un mélange de protoxide et de deutoxide.

Sa combustion dans l'air est bien moins forte que dans le gaz oxigène; elle n'est même bien active qu'autant que l'air peut se renouveler : ainsi, elle se fait bien dans un têt, et mal dans une cloche recourbée. Tous ces résultats se constatent, comme nous l'avons dit précédemment au sujet du potassium.

Son action sur les corps combustibles, sur les oxides, sur les acides, sur les sels, sur les matières végétales et animales, ressemble beaucoup à celle du potassium; elle n'en diffère qu'en ce que le sodium ne s'unit point à l'hydrogène, qu'il ne s'enflamme point à la surface de l'eau, et qu'en général il est un peu moins altérable que ce métal : aussi est-il plus facile à conserver.

État naturel.—Le sodium n'a encore été trouvé que combiné avec d'autres corps, savoir : avec le chlore dans le sel marin; avec l'oxigène et les acides sulfurique, hydrochlorique, carbonique, phosphorique, dans les hydrochlorate, carbonate, sulfate et phosphate de soude; avec l'oxigène et quelques oxides dans certaines pierres.

Digitized by Google

Son extraction est la même que celle du potassium : bien entendu qu'au lieu d'hydrate de potasse, il faut employer de l'hydrate de soude.

Des Métaux de la troisième section.

Les métaux de la troisième section sont ceux qui ne décomposent l'eau qu'au degré de la chaleur rouge, qui absorbent le gaz oxigène à une température plus ou moins élevée, et dont les oxides sont réductibles par l'électricité et divers corps combustibles, et irréductibles par la chaleur la plus forte que l'on ait pu produire. Ces métaux sont au nombre de cinq : le manganèse, le zinc, le fer, l'étain et le cadmium. (*Voyez* la remarque faite sur celui-ci (129)).

Du Manganèse.

141. *Propriétés.*—Le manganèse, découvert par Schéele et Gahn en 1774, est solide à la température ordinaire, très-cassant, très-dur, grenu, d'un gris blanc. Sa pesanteur spécifique est de 6,85. On ne l'a point encore obtenu bien cristallisé.

Le manganèse ne fond qu'au plus haut degré de feu que nous puissions produire dans nos meilleures forges, à environ 160 degrés du pyromètre de Wedgwood.

A la température ordinaire, il est sans action sur le gaz oxigène et sur l'air secs, et il n'en a qu'une légère sur ces gaz humides (132); mais il s'oxide très-promptement, au contraire, à une température élevée, surtout dans l'oxigène. Remplissez de ce gaz une petite cloche courbe de verre; portez du manganèse pulvérisé jusque dans la partie courbe de cette cloche avec une pince dont les deux branches sont terminées en forme de cuiller (pl. XII, fig. 6), et chauffez ce métal avec la lampe à esprit-de-

Digitized by Google

vin, l'absorption se manifestera presque tout de suite et donnera lieu à un oxide brun.

On n'est point encore parvenu à l'unir à l'hydrogène, ni au bore, ni au carbone, ni à l'azote; son union avec le sélénium n'a point été tentée; il se combine facilement avec les autres corps combustibles non métalliques et la plupart des métaux.

Nous avons dit qu'il ne décomposait l'eau qu'au degré de la chaleur rouge. Cependant, lorsqu'on met du manganèse en poudre dans un flacon plein d'eau récemment distillée, il finit par s'oxider en donnant lieu à un dégagement de gaz hydrogène. Mais cet effet n'est point instantané; il ne se produit que dans l'espace de beaucoup de temps, ce qui prouve qu'il est dû sans doute à la lumière ou au fluide électrique (275 *bis*).

Etat. — Le manganèse existe dans la nature sous trois états : très-souvent à l'état d'oxide, rarement à l'état de phosphate, quelquefois à l'état de sulfure; il est si oxidable qu'on ne peut guère le trouver à l'état natif; cependant il a été annoncé à cet état dans la mine de Sem (vallée de Vic Dessos dans les Pyrénées.)

Extraction, Usages. — C'est de l'oxide de manganèse qu'on extrait le manganèse, en calcinant cet oxide avec le charbon (1209). Il est sans usages.

Du Zinc.

142. *Propriétés physiques.* — Le zinc, connu seulement depuis le 16e siècle, est solide, blanc-bleuâtre, lamelleux, très-ductile (M. *Sage*) : cependant il passe beaucoup mieux au laminoir qu'à la filière : aussi existe-t-il des lames de zinc assez minces, et n'existe-t-il point de fil d'un diamètre très-fin. Il graisse la lime, et de là vient que, pour le mettre en poudre, on est obligé de

Digitized by Google

le fondre et de le triturer au moment où il se fige. Mis en contact avec un autre métal, il en résulte un élément de la pile dont il est presque toujours le côté positif. On ne l'a point encore obtenu bien cristallisé; car il est difficile de l'avoir autrement qu'en lames dont la forme est irrégulière. Sa dureté est faible; sa pesanteur spécifique, de 7,1.

Propriétés chimiques. — Il entre en fusion au-dessous de la chaleur rouge, et se volatilise, au-dessus de cette température, à un certain degré qui n'est point connu. Que l'on mette du zinc dans une cornue de grès, et qu'après l'avoir placée dans un fourneau à réverbère de manière que son col soit fortement incliné, on la chauffe peu à peu jusqu'au rouge blanc, le zinc se sublimera et viendra se condenser dans le col de la cornue, d'où il tombera, du moins en partie, pour être reçu, si l'on veut, dans un vase plein d'eau : c'est même de cette manière qu'on purifie dans les laboratoires le zinc du commerce, qui contient souvent du fer et du plomb.

Le zinc, qui, à la température ordinaire, est sans action sur l'oxigène et l'air secs, et qui, à cette même température, n'en a qu'une très-faible sur ces gaz humides, se comporte tout autrement avec eux à une température élevée. Aussitôt qu'il est fondu, sa surface s'oxide et se recouvre d'une couche grise; à peine est-il rouge qu'il brûle avec une vive lumière. Prenez un creuset de terre contenant 200 à 300 grammes de zinc; bouchez-le exactement avec un couvercle par le moyen d'un peu d'argile détrempée; faites-le rougir fortement; découvrez-le ensuite et agitez-le, après avoir enlevé, avec une tige de fer, l'oxide qui sera à la surface du bain métallique; tout-à-coup il se produira une lumière si intense que l'œil n'en supportera l'éclat qu'avec peine; en inclinant le creuset, le métal tombera, coulera en flots de feu, et

Digitized by Google

de toutes parts apparaîtront des flocons d'oxide de zinc très-blancs et très-légers, qui resteront long-temps suspendus dans l'air.

Si la combustion du zinc est aussi vive dans l'air atmosphérique, que ne serait-elle point dans le gaz oxigène?

Le phosphore, le soufre, le sélénium, le chlore et l'iode sont les seuls corps combustibles non métalliques qui jusqu'ici aient été combinés avec lui. Il paraît qu'on peut l'unir à tous les métaux; mais il ne forme qu'un seul alliage employé dans les arts : c'est le laiton ou le cuivre jaune.

Nous avons déjà fait connaître son action sur l'eau; il ne la décompose qu'à une chaleur rouge : du moins, s'il en produit la décomposition à la température ordinaire, ce n'est que dans un espace de temps considérable et sous l'influence de la lumière ou celle du fluide électrique. (275 *bis*).

État naturel. — Le zinc se trouve sous trois états dans la nature : à l'état d'oxide, à l'état de sulfure, à l'état de sel (sulfate, carbonate). L'oxide combiné avec la silice est connu en minéralogie sous le nom de *calamine*; le sulfure porte le nom de *blende* (236 et 524).

Extraction. — C'est de l'oxide de zinc qu'on extrait le zinc, en calcinant cet oxide avec du charbon (1222).

Usages. — Le zinc s'emploie dans un assez grand nombre de circonstances. Appliqué en lames sur le cuivre, il constitue les élémens de la pile voltaïque. Combiné avec l'étain et le mercure, il forme un amalgame dont on frotte quelquefois les coussins des machines électriques. C'est en le faisant brûler vivement dans l'air que l'on obtient l'oxide blanc de zinc ou les fleurs de zinc. De son action sur l'eau et l'acide sulfurique résulte le procédé par lequel on se procure le gaz hydrogène. Il entre pour un quart dans la composition du laiton ou du

Digitized by Google

cuivre jaune. Il fait partie du sulfate ou vitriol blanc de zinc. Enfin l'on commence à s'en servir pour faire des conduits, des gouttières, des bassins, des baignoires, des couvertures de toit, etc.

L'on voulait aussi en faire des casseroles et d'autres ustensiles de cuisine; mais la facilité avec laquelle il est attaqué par les acides les plus faibles, et la vertu émétique que possèdent les sels de zinc, doivent empêcher de préparer aucun aliment dans ces sortes de vases.

Du Fer.

143. Voici de tous les métaux le plus abondant, le plus utile, et par conséquent le plus précieux. Sans fer, que seraient en effet la plupart de nos arts? presqu'encore dans l'enfance.

La découverte de ce métal remonte aux temps les plus reculés. Tous les peuples un peu industrieux l'ont connu; il n'est resté caché qu'aux peuplades absolument sauvages. Cependant, du temps des Romains, il était à peine employé; car leurs armes étaient de cuivre allié à l'étain: c'est que sans doute, à cette époque, on ne savait pas exploiter facilement les mines de fer, et surtout faire l'acier. Aujourd'hui ses usages sont au contraire extrêmement multipliés, et l'on pourrait dire qu'il s'en consomme d'autant plus dans un pays que la civilisation y est plus avancée. Comme il se trouve pour ainsi dire partout, et qu'il se prête aisément à toutes les formes que l'industrie humaine veut lui imprimer, il ne pouvait manquer d'être l'objet d'un grand nombre de recherches: aussi n'est-il presque point de chimiste qui ne s'en soit occupé, et son histoire ne laisse-t-elle que peu de chose à désirer.

Long-temps il a été connu sous le nom de *mars*.

Digitized by Google

Propriétés physiques. — Le fer est solide à la température ordinaire, dur, à gros grains, un peu lamelleux, capable d'acquérir par le frottement une odeur sensible. Il est très-ductile : toutefois il passe beaucoup mieux à la filière qu'au laminoir, car il existe des fils de fer d'un très-petit diamètre, tandis qu'il n'existe pas de lames de fer très-minces. Sa pesanteur spécifique est de 7,788. C'est le plus tenace des métaux : un fil de fer de deux millimètres de diamètre ne se rompt que par un poids de 242$^{\text{kilogr.}}$,659.

Propriétés chimiques. — Le fer n'entre en fusion qu'à environ 130° du pyromètre de Wedgwood : il faut une bonne forge pour le fondre.

Des barres de fer conservées dans une position verticale, et mieux encore sous un angle de 70°, s'aimantent dans l'espace de quelque temps. Elles peuvent également s'aimanter par la percussion ou par une décharge électrique ; mais, de tous les procédés pour aimanter ce métal, le meilleur consiste à le frotter, toujours dans le même sens, contre un aimant naturel ou artificiel.

C'est l'un des métaux qui brûlent avec le plus de facilité. Que l'on attache de l'amadou à l'une des extrémités d'une spirale faite avec un ressort de montre ou plusieurs branches de fils de fer très-fin ; qu'on la suspende par l'autre à un bouchon de liége ; qu'on allume l'amadou, et qu'on plonge la spirale dans un flacon plein d'oxigène, tout-à-coup il en résultera une combustion des plus vives ; le fer s'oxidera en quelques secondes, et passera à l'état de deutoxide. D'ailleurs, n'est-on pas sans cesse témoin, dans les forges, de la facile combustion du fer ? En effet, lorsqu'on le fait rougir pour le travailler, il s'en détache, par la percussion, des lames ou batitures, qui ne sont qu'un véritable oxide. Souvent même alors, au moment où le métal reçoit le coup de marteau, il en jaillit des

Digitized by Google

parcelles qui, traversant l'air rapidement, y paraissent sous forme d'aigrettes, et brûlent avec une grande intensité de lumière. Ces aigrettes se forment surtout quand le fer est fondu ou près de l'être. Voilà pourquoi l'ouvrier affaiblit tant la barre qu'il forge, si, manquant d'habileté, il est obligé de la remettre un grand nombre de fois au feu pour lui donner une forme déterminée.

Il n'est pas nécessaire de porter le fer à une si haute température pour l'oxider. Chauffé seulement jusqu'au rouge obscur, il devient successivement noir, d'un brun violet, et augmente de plus de deux cinquièmes de son poids, en supposant que la calcination dure assez long-temps. Son oxidation a même lieu à la température ordinaire; mais il faut que l'oxigène ou l'air avec lequel on le met en contact soit humide. Chacun sait que les armes se rouillent assez promptement par un temps de pluie, et qu'une goutte d'eau finit par faire une tache jaune sur l'acier le mieux poli.

Il n'y a que deux corps combustibles non métalliques, l'hydrogène et l'azote, qui n'ont point encore été unis au fer. Le carbone, le bore, le phosphore, le soufre, le sélénium, le chlore et l'iode, forment avec lui des combinaisons plus ou moins intimes. Il paraît en être de même de la plupart des métaux : tout nous porte à croire du moins qu'il est susceptible d'union avec le plus grand nombre d'entre eux.

A froid, il est sans action sur l'eau pure; il n'en produit la décomposition qu'au degré de l'incandescence.

Etat naturel. — Le fer existe sous quatre états différens : à l'état natif, à l'état d'oxide, à l'état de sels (sulfate, carbonate, phosphate, etc.), en état de combinaison avec les corps combustibles, et particulièrement le soufre. Nous ne devons maintenant considérer que le fer natif.

Fer natif. Tantôt on le trouve dans des filons, en-

Digitized by Google

veloppé d'oxide de fer et de divers sels, et tantôt en masses considérables, isolées et situées à la surface de la terre, le plus souvent loin de toute espèce de mine de fer.

Le fer natif en filon existe, d'après M. Schreiber, dans la montagne d'Oulle, près Grenoble, sous la forme de stalactites rameuses, enveloppé d'oxide de fer, d'argile et de quartz (*a*).

Il en existe aussi, d'après M. Karsten, à Kamsdorf en Saxe : celui-ci est disseminé dans une masse d'oxide de fer, de carbonate de fer et de sulfate de baryte ; il paraît qu'il n'est pas pur : Klaproth, qui en a fait l'analyse, l'a trouvé combiné avec 0,06 de plomb et 0,015 de cuivre : aussi est-il cassant.

Bergmann, dans sa *Géographie physique*, parle d'un fragment de fer natif en filets malléables, trouvé dans une gangue de grenat brun de Steinbach en Saxe.

M. Proust dit aussi avoir trouvé des parcelles de fer natif dans des échantillons de sulfure de fer d'Amérique.

On voit donc que cette sorte de fer natif est très-rare : voilà pourquoi son existence est encore douteuse pour quelques minéralogistes.

S'il est permis d'élever des doutes sur la première sorte de fer natif, on ne saurait en élever sur la seconde, c'est-à-dire sur le fer natif en masses isolées.

Le fer natif en masse n'est pas seulement remarquable par son gisement, il l'est encore parce qu'il est caverneux, que les trous dont il est criblé contiennent souvent une matière vitreuse, et qu'on n'aperçoit aucune trace de sco-

---

(*a*) Les stalactites sont des concrétions qui se forment ordinairement à la voûte des grottes ou cavités souterraines ; elles proviennent d'eaux qui s'infiltrent, s'évaporent et déposent par couches successives les matières qu'elles tiennent en dissolution.

Digitized by Google

ries à sa surface ni sur le terrain où il est situé. Il est beaucoup moins rare que le fer natif en filons. Une masse de fer natif, du poids de 1500 myriagrammes, a été trouvée dans une immense plaine de l'Amérique méridionale, près de *Saint-Yago*, dans le Tucuman, au lieu nommé *Olumpa*; elle est en partie enfoncée dans une terre argileuse; le fer qui la compose contient une très-petite quantité de nickel; il est très-malléable.

D'après M. de Humboldt, il existe aussi au Pérou, et au Mexique, près de *Toluca*, des masses de fer natif semblables à la précédente. On voit maintenant dans la collection de l'Académie des Sciences à Saint-Pétersbourg, une autre masse de fer natif du poids de 60 myriagrammes, qui a été trouvée en Sibérie, près des Monts-Kémir. Les Tartares la croyaient tombée du ciel, et la regardaient comme sacrée. Le fer qui la compose est blanc et très-malléable, et contient, d'après Klaproth, 0,015 de nickel.

Sous le pavé de la ville d'Aken, près de Magdebourg, on a découvert une masse de fer natif de 800 myriagrammes, dont le fer, selon M. Chladni, avait les qualités de l'acier.

L'on en a trouvé une en Bohême, qui est semblable à celle de Sibérie.

Valérius rapporte qu'il en existe une en Afrique, qui est immense, et que les Maures exploitent : il suffit d'en forger le fer pour pouvoir l'employer.

Enfin les *Annales de Chimie et de Physique* (tom. II, pag. 379) font mention d'une masse de fer natif très-doux, de 28 pieds cubes, observée au Brésil en 1784; elle est située, d'après M. Morney, à dix ou quinze pieds au-dessus du terrain granitique des environs, à la latitude de 10° 20′ S., et à la longitude de 35′ 15″ O. de Bahia.

Pendant long-temps on n'a su quelles conjectures

Digitized by Google

former sur l'origine de ces masses, qui sont beaucoup plus nombreuses que nous ne le disons ici; mais aujourd'hui l'on est porté à croire qu'elles sont tombées de l'atmosphère. Cette opinion est fondée sur leur gisement, et sur la certitude acquise dans ces derniers temps, qu'il tombe véritablement des pierres de l'atmosphère, qui, d'après les dernières observations de M. Laugier, paraissent être de même nature que les masses ferrugineuses elles-mêmes. (*Ann. de Chim. et de Phys.*, t. IV, p. 363.)

Les chutes de ces sortes de pierres sont beaucoup plus fréquentes qu'on ne pourrait le croire : l'on en jugera par le tableau suivant :

Pierres dont la chute a été observée de 1785 *à* 1815.

Pierres tombées dans la principauté d'Eichstaedt	1785
Pierres tombées en France	1788
Pluies de pierres, 1°. à Barbouton près Roquefort; 2°. aux environs d'Agen	1790
Pierres tombées, 1°. à Castel-Berardenga; 2°. à Mercabilly	1791
Douze pierres tombées à Sienne	1794
Pierre de 28 kilogrammes, tombée à Wold-Cottage, comté d'Yorck.	1795
Pierre de 5 kilogrammes, tombée en Portugal	1796
Pierre de 10 kilogrammes, tombée à Salé Pierre tombée à Bialoczerkew Pluie de pierres à Bénarès	1798
Pluie de pierres à Laigle Pierres tombées, 1°. à Saurette; 2°. à Egenfield	1803
Pierres tombées près Glascow	1804
Pierres tombées, 1°. près Doroninsk; 2°. dans Constantinople	1805
Pierres tombées près Alais	1806
Pierres tombées, 1°. à Juchnow; 2°. à Weston en Amérique	1807
Pierres tombées, 1°. à Borgo-Santo-Denino; 2°. près Saunern; 3°. près Lissa	1808
Pierres tombées dans les parages des États-Unis	1809
Pierres tombées à Charsonville	1810
Pierres tombées, 1°. près Pultawa; 2°. à Berlanguillas; 3°. à la Chardière	1811
Pierres tombées, 1°. près Toulouse; 2°. à Magdebourg	1812
Pierres tombées près d'Agen	1814

Digitized by Google

Pierres tombées près de Langres..... 1815
Pierres tombées depuis 1815. (Voy. *Ann. de Chim. et de Phys.*)

Toutes ces pierres, ainsi que celles qui sont tombées avant 1785, ont le même aspect. Leur couche extérieure est noire et fritée, tandis que leurs couches intérieures sont d'un blanc grisâtre et parsemées de points brillans et métalliques. D'après les analyses de MM. Howard, Vauquelin, Klaproth, Laugier, Stromeyer, etc., elles sont composées, en général, d'environ 50 de silice, 25 de fer presqu'entièrement oxidé, 5 à 6 de magnésie, 4 à 5 de soufre, 2 à 3 de nickel métallique, 1 à 2 de manganèse probablement oxidé, 1 à 2 de chrôme probablement oxidé, des traces de cobalt. Quelques-unes cependant ne renferment ni nickel ni cobalt; mais le chrôme s'est trouvé jusqu'à présent dans toutes. (Laugier). Une seule contenait 2 à 3 de charbon, outre tous ces principes : c'est celle qui a été trouvée à Alais, et que j'ai analysée. (*Ann. de Chim.*, tom. LIX, pag. 103.) Cette pierre était noire dans toutes ses parties, et avait absolument l'aspect du charbon de terre. Lorsqu'on la chauffait jusqu'au rouge naissant, le charbon qui faisait partie de ses principes brûlait en très-peu de temps. Il est donc permis de croire qu'en traversant l'air, elle n'avait point été exposée comme les autres à une haute température; et ce qui fortifie cette opinion, c'est qu'en traitant toutes les autres pierres par les acides, leur silice se prend en gelée, preuve d'une forte calcination; tandis que celle qui lui est propre se déposait sous forme de poudre. (*Voyez* la *Lithologie atmosphérique* de M. Izarn, les *Ann. de Chimie*, les *Ann. de Chim. et de Phys.* et le *Catalogue chronologique des chutes de pierres*, par M. Bigot de Morogues, membre de la Société des Sciences physiques, etc., d'Orléans.)

Extraction et Usages.—C'est de l'oxide et du carbonate de fer qu'on extrait le fer, en calcinant ces deux composés ferrugineux avec le charbon. Le procédé que l'on suit à cet effet ne sera exposé avec quelques détails que par la suite (1224) : maintenant nous ne devons que l'énoncer.

Nous ne parlerons point non plus des usages du fer dans les arts; ils sont trop multipliés et trop connus pour être décrits. Nous nous contenterons seulement de dire, relativement à son emploi en médecine, que toutes les préparations ferrugineuses y sont employées comme toniques, astringentes, apéritives; que celles dont l'on se sert le plus souvent sont, 1°. le fer en limaille; 2°. le deutoxide de fer, sous le nom d'*éthiops martial*; 3°. le tritoxide et

Digitized by Google

le carbonate, sous les noms de *safran de mars astringent et apéritif*; 4°. le sulfate neutre de fer et le carbonate acide de fer, en dissolution dans l'eau; sels auxquels les eaux minérales ferrugineuses doivent leurs principales vertus. Quelquefois l'on prescrit encore les *fleurs martiales de sel ammoniac*, c'est-à-dire, le sublimé, que l'on obtient en calcinant du sel ammoniac avec de l'oxide de fer, et qui n'est que ce sel uni à un peu de chlorure de fer. Enfin, l'on faisait usage autrefois de la *teinture alcaline* de Stahl; mais aujourd'hui elle n'est plus employée.

De l'Etain.

144. L'époque de la découverte de ce métal, que les anciens chimistes appelaient *Jupiter*, est inconnue, comme celle du fer; mais tandis que celui-ci est généralement répandu, l'étain ne se trouve que dans un petit nombre de pays. Les mines les plus belles d'étain sont le partage de l'Inde, de l'Angleterre, de l'Allemagne et de l'Espagne; la France n'en possède malheureusement aucune assez riche pour être exploitée, du moins jusqu'à présent (*a*).

Les divers étains du commerce ne sont point également estimés; le meilleur nous vient de Malaca; c'est le seul qui soit pur; tous les autres contiennent toujours un peu de cuivre et de plomb. Margraff, en 1745, avait même avancé que, la plupart du temps, l'étain contenait une grande quantité d'arsenic, et que par conséquent il était dangereux d'en faire des ustensiles de cuisine. Cette opi-

(*a*) A la verité, les mines d'étain ne sont découvertes en France que depuis quelques années seulement; et il est permis de croire, d'après les résultats que l'on a obtenus, que si les fouilles avaient été faites avec plus d'activité, nous aurions maintenant en exploitation une mine qui nous donnerait d'excellent étain.

Digitized by Google

nion n'était pas fondée; c'est ce que prouvèrent les expériences de Bayen et de Charlard. Ayant été chargés, en 1781, par le lieutenant-général de police, de faire des recherches sur ce sujet, ils s'assurèrent que les étains de Malaca et de Banca ne renfermaient pas un atome d'arsenic, et que les autres espèces en renfermaient tout au plus $\frac{1}{600}$ de leur poids, souvent moins, quantité incapable de donner à l'étain des qualités vénéneuses.

Propriétés.—L'étain est solide, presqu'aussi blanc que l'argent. Il s'étend bien en lames et se tire mal en fils. Il a beaucoup plus de dureté et d'éclat que le plomb. Plié en différens sens, il fait entendre un craquement particulier que l'on a nommé le *cri de l'étain*. Sa pesanteur spécifique est de 7,291.

Quoique fusible à 210°, il n'est point volatil.

L'étain, à la température ordinaire, n'a sensiblement d'action ni sur le gaz oxigène ni sur l'air secs; il n'agit même pas alors sur ces gaz humides, ou du moins il les attaque à peine : voilà pourquoi il conserve presque tout son brillant métallique dans son contact avec l'atmosphère.

Son action sur ces sortes de gaz est tout autre à une température élevée. Mettez 30 à 40 grammes d'étain dans un têt; placez celui-ci dans un fourneau; chauffez-le jusqu'au rouge; et si vous détournez de temps en temps avec une spatule la couche d'oxide qui recouvrira bientôt le bain métallique, vous finirez, dans l'espace de quelques heures, par oxider tout l'étain. L'oxide bien pur sera d'un gris blanc, et pésera environ un quart de plus que le métal. C'est en calcinant ainsi l'étain dans un four à réverbère, et y ajoutant un peu de plomb, qu'on fait la potée d'étain dont l'on se sert pour donner aux glaces un certain poli; l'addition du plomb rend l'opération plus prompte.

Digitized by Google

L'absorption de l'oxigène par l'étain peut encore être rendue très-sensible dans une petite cloche courbe, en faisant l'expérience telle que nous l'avons décrite précédemment (132) (*a*).

Des neufs corps combustibles simples non métalliques, il n'en est que cinq qui s'unissent à l'étain; savoir: le phosphore, le soufre, le sélénium, le chlore et l'iode. Il paraît, au contraire, qu'il peut former des alliages avec le plus grand nombre des métaux.

L'eau n'est bien décomposée par ce métal qu'à une chaleur incandescente.

Etat naturel. — L'étain se trouve sous deux états dans la nature, à l'état d'oxide et à l'état de sulfure. Quelques minéralogistes ont prétendu qu'on le trouvait à l'état natif, et ils ont cité, en faveur de leur opinion, des masses friables remplies de grains d'étain malléable, qui ont été découvertes en Cornouailles, et à Epieux, près Cherbourg; mais on a regardé cet étain comme un produit de l'art, enfoui depuis long-temps dans la terre.

Extraction. — Le sulfure d'étain étant très-rare, et contenant toujours une grande quantité de cuivre, on n'exploite des deux espèces de mine d'étain connues jusqu'ici que celle qui est à l'état d'oxide, et dont on trouve de grands dépôts en Angleterre, dans l'Inde, etc. Cette exploitation est fondée sur la prompte réduction de l'oxide par le charbon. (*Voyez* le procédé qu'on suit (1223).)

Usages. — Les usages de l'étain sont très-multipliés. Combiné avec le cuivre dans diverses proportions, il forme l'alliage des canons et des cloches. Uni avec deux fois son poids de plomb, il constitue la soudure des plombiers.

(*a*) L'étain en feuilles dont on se sert pour mettre les glaces au tain brûle même en s'entourant d'une faible aréole lumineuse, lorsqu'on l'approche de la lumière d'une chandelle.

Digitized by Google

Réduit en feuilles minces et allié au mercure, il sert à mettre les glaces au tain. C'est en recouvrant la tôle d'étain qu'on fait le fer-blanc. C'est en le traitant par un mélange d'acide hydro-chlorique et d'acide nitrique que l'on prépare l'hydro-chlorate d'étain, qui est employé surtout dans la teinture écarlate. Il fait partie de l'or mussif ou per-sulfure d'étain. Qui ne sait que l'étamage ordinaire consiste dans une couche très-mince de ce métal appliquée sur le cuivre? N'avons-nous pas déjà fait observer que la potée d'étain, qui, par le frottement, donne aux glaces un certain poli, se fait en le calcinant avec un peu de plomb? Combien n'emploie-t-on pas d'étain pour fabriquer divers vases et instrumens!

Enfin autrefois l'on s'en servait en médecine; il faisait partie du fameux *lilium de Paracelse*, de la composition anti-hectique de Potérius, etc. Quelques médecins l'administrent même encore en limaille fine, comme vermifuge, à la dose de quelques gros.

Du Cadmium.

144 *bis*. La découverte du cadmium est toute récente; elle ne date en effet que de 1818; il paraît qu'elle est due à M. Stromeyer et à M. Hermann.

Quoi qu'il en soit, ce métal n'a encore été trouvé que dans les mines de zinc; savoir dans plusieurs variétés de *calamine* et de *blende* (236, 524). La calamine le contient sans doute à l'état d'oxide, et la blende à l'état de sulfure; il entre dans leur composition pour quelques centièmes tout au plus.

Pour l'en extraire, on commence par dissoudre à chaud ces mines dans l'acide sulfurique faible, et l'on fait passer un excès de gaz hydrogène sulfuré à travers la dissolution acide, filtrée et refroidie. L'hydrogène sulfuré décompose

Digitized by Google

l'oxide de cadmium, et forme avec lui de l'eau, et du sulfure de cadmium qui se précipite, mêlé ordinairement à un peu de sulfure de zinc, et même de sulfure de cuivre lorsque la mine renferme une certaine quantité de ce dernier métal, ce qui arrive quelquefois. Le précipité étant recueilli et bien lavé, est redissous, toujours à l'aide de la chaleur, dans l'acide hydro-chlorique liquide : de là résultent, par la décomposition de l'eau, du gaz hydrogène sulfuré qui, en raison de la température, est sans action sur la liqueur, et des hydro-chlorates de cadmium et de zinc, qui doivent être évaporés presque jusqu'à siccité pour chasser l'acide excédant. Alors on verse de l'eau sur le résidu, et on y ajoute un excès de carbonate d'ammoniaque. Celui-ci, par son action sur les hydro-chlorates métalliques, donne lieu à de l'hydro-chlorate d'ammoniaque et à des carbonates de zinc et de cadmium : or, le premier est soluble dans le carbonate ammoniacal, et le second ne possède pas cette propriété. Il suffira donc de filtrer la liqueur pour obtenir le carbonate de cadmium. Dès qu'il sera lavé, on le fera sécher; puis, après l'avoir mêlé avec un peu d'huile et de noir de fumée, on le chauffera presque jusqu'au rouge dans une cornue de verre. Par ce moyen, il se réduira et se sublimera dans le col de la cornue, d'où on le détachera facilement pour le fondre si l'on veut en culot.

Propriétés. — Le cadmium est presque aussi blanc que l'étain, sans odeur, sans saveur, très-brillant, susceptible d'un beau poli; il tache les corps contre lesquels on le frotte, se laisse facilement entamer par le couteau et limer, et présente à sa surface, en passant de l'état liquide à l'état solide, une cristallisation confuse qui a l'apparence de feuilles de fougère. Ses cristaux sont des octaèdres; sa texture est compacte; sa ductilité est assez grande pour qu'on puisse le tirer en fils d'un petit diamètre et

Digitized by Google

en obtenir des feuilles très-minces; sa densité est de 8,640 à la température de 16° $\frac{1}{2}$; écroui, il pèse jusqu'à 8,6944.

Soumis à la chaleur, dans une cornue de verre, il fond avant de rougir, et même se réduit, au-dessous de cette température, en une vapeur inodore qui se condense dans le col du vase en gouttelettes brillantes et cristallines.

A froid, il est sans action sur le gaz oxigène et sur l'air, secs ou humides; mais lorsqu'on le chauffe convenablement en contact avec l'un d'eux, il brûle avec lumière, et produit un oxide qui paraît sous la forme d'une fumée jaune-brunâtre : cet oxide est le seul que le métal puisse former.

On ne l'a uni jusqu'ici qu'avec quatre corps combustibles non métalliques, qui sont : le phosphore, le soufre, le chlore et l'iode; on l'a allié, au contraire, avec presque tous les métaux.

Probablement qu'il décompose l'eau au degré de la chaleur incandescente (129).

Sa rareté fait qu'il est sans usages. (*V.* le Mémoire de M. Stromeyer, *Ann. de Chim. et de Phys.* t. XI, p. 76; *voy.* aussi un Mémoire de M. Herapath sur l'extraction du cadmium. *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XXI, p. 217.)

Des Métaux de la quatrième section.

Les métaux de la quatrième section sont ceux qui ne décomposent l'eau ni à froid ni à chaud, qui absorbent le gaz oxigène à une température plus ou moins élevée, et dont les oxides sont réductibles par la pile et divers corps combustibles, et irréductibles par la chaleur seule. On les partage en deux parties : dans la première on place ceux qui sont capables de s'acidifier, et dans la seconde, ceux qui ne peuvent former que des oxides. Les premiers sont au nombre de cinq : l'arsenic, le molybdène, le chrôme, le tungstène et le colombium. Les seconds sont

Digitized by Google

au nombre de dix : l'antimoine, l'urane, le cérium, le cobalt, le titane, le bismuth, le cuivre, le tellure, le nickel et le plomb. Peut-être devrait-on mettre plusieurs de ceux-ci, et particulièrement l'antimoine, le titane et le tellure, au rang des métaux acidifiables.

De l'Arsenic.

145. Il paraît que c'est Brandt qui, le premier, en 1733, a considéré l'arsenic comme un métal particulier. Étudié ensuite par Macquer en 1746, Monnet en 1773, Schéele en 1775, Bergmann en 1777, et depuis par les chimistes modernes, son histoire aujourd'hui est assez complète ou n'offre que quelques points à discuter.

Ce métal autrefois était désigné par le nom de *régule d'arsenic*, et son oxide par celui d'*arsenic*, de *mort aux rats*. Ces deux dernières dénominations sont même encore employées vulgairement pour désigner l'*oxide arsenical*.

Propriétés. — L'arsenic est solide, gris d'acier, fragile, brillant lorsque sa cassure est récente, terne lorsqu'elle est ancienne. Sa texture est grenue, et quelquefois un peu lamelleuse ou plutôt écailleuse. Frotté entre les mains, il leur communique une odeur sensible. Il n'a point de saveur. Sa pesanteur spécifique est de 8,308 selon Bergmann. C'est un poison dont on ne saurait trop se défier.

Soumis à une chaleur d'environ 180°, sous la pression atmosphérique, l'arsenic se sublime lentement sans se fondre, et cristallise en tétraèdres. Au-dessus de 180°, sous la même pression, il se sublime sans se fondre encore, et d'autant plus rapidement que le degré de chaleur est plus grand : c'est ce qu'il est facile de prouver en remplissant de mercure une petite cloche de verre courbe, y faisant passer du gaz azote, introduisant des fragmens d'arsenic

Digitized by Google

jusque dans la partie supérieure de cette cloche, et les chauffant avec la lampe à esprit-de-vin (pl. xx, fig. 3). Bientôt en effet l'arsenic se volatilise sans passer de l'état solide à l'état liquide, et donne lieu à une couche métallique extrêmement brillante, au milieu de laquelle on distingue une foule de petits cristaux. On n'obtient de gros cristaux qu'en opérant sur une centaine de grammes d'arsenic, faisant l'expérience dans une cornue de grès, et ménageant la sublimation (9).

Le meilleur moyen de fondre l'arsenic paraît être de le chauffer sous une pression beaucoup plus considérable que celle de l'atmosphère; une fois fondu, on peut le couler en lingots ou en lames. Son degré de fusion est très-voisin de celui du tellure.

A la température ordinaire, l'arsenic n'agit sur le gaz oxigène et sur l'air qu'autant qu'ils sont humides (*a*); dans les deux cas, l'action est lente, et le produit qui se forme est un protoxide noir. A une température élevée, l'arsenic agit fortement, au contraire, sur l'oxigène sec ou humide; il absorbe rapidement ce gaz; il en résulte du deutoxide blanc qui se sublime, et un dégagement de calorique et de lumière bleuâtre. Son action sur l'air ne diffère de celle qu'il exerce sur le gaz oxigène, qu'en ce qu'elle est moins vive, et qu'il n'y a pas de lumière dégagée, ou qu'il n'y en a que très-peu du moins. L'expérience se fait très-bien sur le mercure dans une petite cloche courbe (pl. xx, fig. 3): il suffit pour cela d'introduire le gaz et l'arsenic dans celle-ci, et de la chauffer peu à peu avec la lampe à esprit-de-vin. Voilà pourquoi lorsqu'on projette de l'arsenic en poudre sur des charbons ou dans un tèt incandescent, il se dis-

(*a*) Cependant, ayant mis de l'arsenic bien brillant en contact avec du gaz oxigène et de l'air secs, j'ai trouvé qu'au bout de quinze jours, ce métal avait beaucoup perdu de son éclat, ce qui, selon toute apparence, ne pouvait être dû qu'à une légère oxidation.

Digitized by Google

sipe promptement à l'état d'oxide sous forme de vapeurs blanches très-épaisses. Ces vapeurs, dangereuses à respirer, sont même tellement remarquables par leur odeur, qui se rapproche de celle de l'ail ou du phosphore, que quand, dans le grillage d'une mine, cette odeur se manifeste accompagnée de quelques fumées blanches, c'est un signe presque certain que la mine contient de l'arsenic.

L'arsenic est, comme le potassium et le tellure, capable de s'unir à l'hydrogène; il s'unit d'ailleurs, comme les autres substances métalliques, au phosphore, au soufre, au sélénium, au chlore, à l'iode et à presque tous les métaux.

Pulvérisé et mis en contact avec l'eau dans une capsule, il s'oxide peu à peu par l'oxigène de l'air que cette eau contient et qu'elle absorbe successivement, et il s'y dissout, en assez grande quantité pour tuer les mouches qui la boivent.

État naturel. — C'est l'un des métaux qui se rencontrent sous quatre états dans la nature : à l'état natif, à l'état d'oxide, à l'état de combinaison binaire avec le soufre et plusieurs substances métalliques, à l'état d'arséniate.

L'arsenic natif ressemble à l'arsenic retiré des mines arsenicales par voie de sublimation, si ce n'est qu'il est moins pesant; car, suivant Brisson, il ne pèse que 5,72 à 5,76. Il est tantôt en petites baguettes serrées les unes contre les autres, tantôt en petites masses mamelonnées, composées de lames qui se recouvrent à la manière de celles qui constituent les coquilles; tantôt enfin en petites masses informes, à cassure grenue. C'est une substance de filon, qui accompagne ordinairement les mines d'arséniure de nickel, d'arséniure de cobalt, de sulfure de plomb argentifère et de sulfure d'argent. Il en existe particulièrement en France, à Sainte-Marie-aux-Mines, en gros mamelons; en Saxe, à Freyberg; en Bohême, à Joachimstal; en An-

Digitized by Google

gleterre, dans les mines de Cornwall; en Sibérie, dans la mine d'argent de Zmeof, etc. : il n'est donc pas rare, mais il n'est presque jamais pur; il renferme, la plupart du temps, un peu de fer, de l'antimoine, et quelquefois même de l'argent et de l'or.

Extraction. — L'arsenic pur s'obtient en calcinant l'arsenic qu'on trouve dans le commerce sous la forme de masse cristalline et noirâtre. A cet effet, on met deux ou trois cents grammes d'arsenic du commerce dans une cornue de grès à long col; on la dispose dans un fourneau à réverbère, de manière que tout le col soit presque hors du fourneau; on la ferme avec un bouchon légèrement troué, et on la chauffe peu à peu jusqu'au rouge; l'arsenic se sublime, se condense et se moule dans le col, tandis que le fer, ou les autres matières que l'arsenic contient, restent au fond de la cornue. Lorsque la cornue est refroidie, on en casse le col, on en retire l'arsenic, et on le conserve dans des flacons pleins d'eau privée d'air, à larges ouvertures et bouchés à l'émeri : s'ils étaient bouchés avec du liége, l'arsenic se ternirait, parce que l'air pénétrerait à travers le bouchon.

Quelquefois on extrait encore, dans les laboratoires, l'arsenic de l'oxide blanc d'arsenic, en faisant une pâte avec cet oxide et du savon, et la calcinant dans l'appareil précédent; mais ce procédé, dont il sera question par la suite, est beaucoup plus long et moins commode à pratiquer que l'autre.

Usages. — Les usages de l'arsenic sont très-bornés. Uni au platine, à l'étain et au cuivre, il forme un alliage propre à faire des miroirs de télescope. Mis en poudre sur une assiette et couvert d'eau, il sert à faire périr les mouches. L'on s'en est servi jusque dans ces derniers temps pour fondre le platine et le mettre en lingots; mais il paraît que l'intermède de l'arsenic n'est plus nécessaire pour cela.

Digitized by Google

C'est en grillant les mines de cobalt arsenical que l'on obtient tout l'oxide blanc d'arsenic du commerce : l'arsenic qu'elles contiennent se trouve alors en partie brûlé. Enfin c'est en traitant ces mêmes mines par l'acide nitrique que l'on se procure l'arséniate de cobalt, qui s'emploie quelquefois dans les fabriques de porcelaine pour faire le beau bleu d'azur.

Du Molybdène.

146. *Propriétés physiques.* — Comme on n'a encore pu obtenir le molybdène qu'en petits grains agglutinés ensemble, parce qu'il est très-difficile à fondre, les propriétés physiques n'en sont pas bien connues. On ne sait point s'il possède le brillant métallique à un haut degré; on n'est point d'accord sur sa couleur; on sait seulement qu'il est solide, fixe, cassant. Selon Hielm, sa pesanteur spécifique est de 7,400, et selon Bucholz de 8,611. (Thomson, tom. 1er, pag. 617, trad. franç.)

Historique. — Ce métal était inconnu avant 1778; par conséquent on ne connaissait pas à une époque antérieure la composition de la mine de sulfure de molybdène. Cette mine était appelée alors *mine de plomb.* Cronstedt, pour la distinguer du carbure de fer, qu'on désignait aussi sous ce nom, lui donna le nom de *molybdène* que porte aujourd'hui le métal. C'est Qwist qui fit, le premier, un travail assez remarquable sur cette sorte de mine (1er volume des *Mémoires* de Schéele, pag. 240, trad. franç.) : il y découvrit du soufre. Schéele en fit un plus remarquable encore, d'où il conclut que le molybdène était composé d'un acide neutralisé par le soufre (1er vol. des *Mémoires* de Schéele, pag. 236, trad. franç.). Bergmann, persuadé que cet acide devait être de nature métallique, engagea Hielm à faire des recherches à ce sujet. Hielm, en 1782, obtint le mé-

Digitized by Google

tal présumé par Bergmann. (*Journal de Physique*, 1789.) Enfin Pelletier (*Journ. de Phys.*, 1785), Heyer (*Ann. de Crell*, 1787, t. II), Hatchett (*Transactions philosophiques*, 1796, 285) et quelques autres chimistes l'examinèrent de nouveau, et en étudièrent les propriétés.

Propriétés chimiques. — Le molybdène résiste au feu de nos meilleures forges. Il est très-probable qu'à la température ordinaire il n'a aucune action ni sur le gaz oxigène ni sur l'air privés d'humidité; on ignore s'il en aurait une sur ces gaz humides. Lorsqu'on fait rougir le molybdène à l'air libre, il se convertit en un acide blanc qui se sublime : il suit de là qu'à la température rouge, il peut absorber le gaz oxigène et donner naissance à cet acide. L'expérience peut être faite dans un tube de porcelaine, au moyen de deux vessies, l'une pleine d'air ou de gaz oxigène, et l'autre vide. Il n'a encore été combiné qu'avec un très-petit nombre de corps combustibles; savoir : le soufre, le phosphore, le chlore et quelques métaux.

Etat naturel. — Le molybdène ne se trouve qu'à l'état de sulfure, et qu'uni avec l'oxigène et le plomb dans le molybdate de plomb. Le sulfure existe en veines, en amas dans les terrains anciens; il est assez commun dans les Alpes. Le molybdate s'est rencontré particulièrement à Bleyberg, en Carinthie : on le cite dans plusieurs autres lieux.

Extraction et usages. — C'est du sulfure qu'on l'extrait, parce que ce composé est moins rare que le molybdate de plomb, et qu'il est plus facile à traiter. On commence par le faire bouillir avec de l'acide nitrique pour en acidifier le métal, et l'on réduit ensuite l'acide molybdique en le mêlant au charbon et exposant ce mélange à une haute température (1209 et 1210).

Digitized by Google

Du Chrôme.

147. Ce métal est remarquable surtout par la propriété qu'il a de former avec presque tous les corps des composés colorés, dont quelques-uns sont employés avec un grand succès en peinture et sur porcelaine : de là même le nom qu'il porte, nom tiré d'un mot grec qui signifie *couleur.*

Historique. — C'est à M. Vauquelin que nous devons la découverte du chrôme ; il la fit en 1797, dans le plomb rouge ou chromate de plomb de Sibérie. C'est à lui aussi qu'est dû presque tout ce que nous savons sur ce nouveau métal. MM. Klaproth, Mussin-Puschin (*Annales de Chimie,* tom. XXXII, XXXIII et XXXIV), M. Gmelin (*Annales de Chimie,* tom. XXXIV), et M. Godon (*Annales de Chimie,* tom. LIII) n'ont pour ainsi dire fait que répéter ses expériences, ou, du moins, n'y ont fait que de légères additions.

Propriétés. — Le chrôme est solide, fragile, d'un blanc grisâtre. Comme il est très-difficile à fondre, on ne l'a encore obtenu qu'en masse poreuse, ou tout au plus qu'en petit culot mal fondu. On ignore quelle est sa pesanteur spécifique.

Le chrôme est à-peu-près aussi réfractaire que le molybdène. Il est probable qu'à la température ordinaire il n'est altéré ni par le gaz oxigène ni par l'air secs, et qu'à cause de sa forte cohésion, il n'a même pas d'action sur ces gaz humides. A une température rouge, il absorbe le premier et décompose le second : de là résulte un oxide vert, et sans doute un dégagement de calorique, mais point de dégagement de lumière. L'expérience ne pourrait être faite dans une cloche de verre ; cette cloche

Digitized by Google

fondrait : on la fait dans un tube de porcelaine, au moyen de deux vessies, l'une vide, et l'autre pleine de gaz oxigène (pl. XXIII, fig. 3), ou bien dans un têt qu'on expose à l'air libre, à une température très-élevée.

Le soufre, le phosphore et le chlore sont les seuls corps combustibles non métalliques qui aient été unis avec ce métal.

On ne l'a également combiné qu'avec un petit nombre de métaux.

Sa cohésion est si grande qu'il n'est attaqué par aucun acide.

Cependant, lorsqu'on le chauffe dans un creuset avec de la potasse ou de la soude, il absorbe promptement l'oxigène : il passe même à l'état d'acide; car il se forme alors un composé jaunâtre qui est un véritable chromate.

État naturel et extraction. — Le chrôme ne se trouve qu'à l'état de chromate, et qu'à l'état d'oxide, tantôt pur, tantôt combiné avec l'oxide de fer : il n'est commun que sous ce dernier état. C'est de l'oxide de chrôme qu'on extrait le chrôme, en calcinant cet oxide avec le charbon à une très-haute température. Ce métal est sans usages et difficile à traiter; on ne le prépare qu'en très-petite quantité (1209).

Du Tungstène.

148. *Historique.* — Schéele ayant analysé, en 1781, un minéral connu sous le nom de *tungstène* ou *pierre pesante*, conclut de ses recherches qu'il était formé de chaux et d'un acide. Bergmann regarda cet acide comme devant être de nature métallique; mais cette opinion ne fut mise hors de doute que par les frères D'Elhuyart. La découverte de ce métal appartient donc à ceux-ci, quoi-

Digitized by Google

qu'elle ait été pressentie par les deux savans chimistes suédois.

Propriétés. — Le tungstène est solide, très-dur, à peine attaquable par la lime, cassant, brillant, blanc-grisâtre comme le fer; il est presqu'aussi difficile à fondre que le molybdène: aussi ne l'a-t-on point encore obtenu en culot bien formé. Selon MM. D'Elhuyart, sa pesanteur spécifique est de 17,6.

Le tungstène résiste au feu de nos meilleures forges. A la température ordinaire, il n'a aucune action sur le gaz oxigène et sur l'air secs; on ignore s'il en a sur ces gaz humides. Lorsqu'on chauffe jusqu'au rouge le tungstène à l'air libre, il s'oxide et devient brun. Il suit de là qu'à une température élevée, il absorbe le gaz oxigène. L'expérience peut être faite comme celle qui a été décrite (132). Jusqu'à présent il n'est que peu de corps combustibles qui aient été unis avec lui.

Etat naturel, Extraction, Usages. — On trouve le tungstène à l'état de tungstate de chaux et de tungstate de fer. Le tungstate de chaux est très-rare; le tungstate de fer l'est beaucoup moins. Tous deux accompagnent ordinairement les mines d'étain. C'est du tungstate de fer que le tungstène s'extrait. Cette extraction ne se fait que dans les laboratoires, et seulement pour étudier les propriétés de ce métal, qui est sans usages.

Du Colombium

149. *Historique.* — Le colombium, qui rappelle le nom de Christophe Colomb, fut découvert, en 1801, par M. Hatchett, dans un minéral venant d'Amérique. (*Ann. de Chimie*, tom. XLI, XLII, XLIV). Trouvé par Ekeberg, peu de temps après, dans des minéraux de Suède, il lui parut être différent de ceux qui étaient con-

Digitized by Google

nus jusqu'alors, et reçut le nom de *tantale* (*Annales de Chimie*, tom. XLIII et LVIII). Voilà pourquoi, pendant plusieurs années, on regarda le colombium et le tantale comme deux métaux particuliers; mais M. Wollaston prouva, en 1809, qu'ils étaient identiques (*Annales de Chimie*, t. LXXVI.) MM. Gahn, Berzelius et Eggertz, chimistes suédois, en ont fait, depuis, une étude particulière (*Annales de Chimie et de Physique*, tom. III, pag. 140). C'est de leur Mémoire que nous extrairons ce que nous allons dire.

Le colombium, tel que les chimistes suédois l'ont obtenu, est d'un gris foncé; il raye le verre; frotté sur une pierre fine à aiguiser, il prend un éclat métallique très-marqué, et ressemble alors au fer; en le réduisant en poudre, il devient terne et très-brun.

Le plus violent feu de forge ne fait que l'agglutiner: aussi est-il toujours poreux, et ne peut-on point en déterminer la densité. A la température de l'atmosphère, il n'a sans doute aucune action ni sur le gaz oxigène ni sur l'air secs: toutefois, lorsqu'on le chauffe jusqu'au rouge à l'air libre, il s'embrase, brûle faiblement sans flamme, absorbe quelques centièmes d'oxigène, et se change en une poudre d'un blanc grisâtre.

On ne l'a encore uni qu'en une seule proportion avec l'oxigène, et le composé qui en est résulté est un acide faible, que nous connaîtrons par la suite sous le nom d'*acide colombique*.

Le soufre est le seul corps combustible avec lequel on ait essayé, mais vainement, de le combiner.

Il paraît qu'il est capable de s'allier assez facilement avec plusieurs métaux.

Il n'est attaquable par aucun acide, même par l'*eau régale* ou l'*acide hydro-chloro-nitrique*.

Il l'est, au contraire, lorsqu'on le calcine fortement

Digitized by Google

avec la potasse ou la soude, dans un creuset ouvert : il se forme dans ce cas un colombate alcalin.

Etat naturel. — Le colombium ne se trouve qu'à l'état d'acide, tantôt combiné avec un peu d'oxide de fer et de manganèse, tantôt avec de l'oxide d'yttrium ou de l'yttria. Ces minéraux sont très-rares. (Voyez (567) *Acide colombique.*)

Extraction. — C'est en mêlant avec du charbon l'acide colombique, qui est blanc et insoluble, et exposant le mélange à un violent feu de forge, qu'on obtient ce métal (1209 et 1210) : il est sans usages.

De l'Antimoine.

150. *Historique.* — L'époque de la découverte de l'antimoine n'est pas bien connue : tout ce que l'on sait à cet égard, c'est que Basile Valentin paraît être le premier qui ait décrit la manière d'obtenir l'antimoine, dans un ouvrage publié à la fin du 15e siècle, et dont le titre est : *Currus triumphalis antimonii.* L'antimoine est l'un des métaux sur lesquels tous les alchimistes ont le plus exercé leur infatigable patience. Il n'est presque point de chimiste non plus qui ne s'en soit occupé : de là une foule de dissertations ; de là aussi un grand nombre de préparations médicales, parmi lesquelles se trouvent l'émétique et le kermès, deux des meilleurs médicamens que la médecine possède. On l'appelait autrefois *régule d'antimoine, stibium ;* le nom d'*antimoine cru* était donné à sa combinaison avec le soufre.

Propriétés. — L'antimoine est solide, blanc-bleuâtre, très-brillant, très-cassant, facile à réduire en poudre. Frotté entre les doigts, il leur communique une odeur sensible. Sa texture est lamelleuse. On peut l'obtenir cristallisé en cubes. Sa pesanteur spécifique est de 6,7021.

Digitized by Google

L'antimoine entre en fusion au-dessous de la chaleur rouge ; d'où il suit qu'on peut le fondre dans toute sorte de creuset de terre. Lorsqu'il est fondu et qu'on le laisse refroidir peu à peu, il se prend en un culot qui présente à sa surface une cristallisation que les anciens chimistes ont comparée pour la forme aux feuilles de fougère, et que l'on remarque dans tous les pains d'antimoine du commerce. Il n'est point volatil ; du moins, chauffé dans une cornue de grès dont le col est muni d'un tube pour prévenir l'accès de l'air, et dans un fourneau à réverbère dont le feu est augmenté par un tuyau d'un mètre de haut, il ne se volatilise point. On trouve tout au plus, après deux heures de feu, quelques grains d'antimoine attachés à la voûte de la cornue, et dont la sublimation est facile à concevoir d'après ce qui a été dit en note (131).

Son action sur le gaz oxigène et sur l'air atmosphérique, privés d'humidité, est nulle à la température ordinaire ; elle est à peine sensible sur ces gaz, même lorsqu'ils sont humides : cependant il est probable qu'elle donne lieu à une légère oxidation, car il est constant que l'antimoine perd un peu de son brillant à l'air libre.

A une température élevée, l'antimoine absorbe facilement le gaz oxigène : il en résulte un oxide très-blanc, et un dégagement de calorique et de lumière. L'expérience peut être faite sur le mercure dans une cloche courbe (pl. xx, fig. 3) ; mais il est nécessaire de porter la cloche jusqu'au rouge brun. On peut aussi de cette manière décomposer l'air par l'antimoine, pourvu que l'on agite le métal avec une tige : toutefois la combustion a lieu alors sans dégagement de lumière ; elle ne peut être vive qu'autant que l'antimoine est incandescent et qu'on renouvelle l'air. Cette vive combustion se produit sans peine en faisant rougir fortement au feu quelques grammes d'anti-

Digitized by Google

moine dans un petit creuset, et le versant de 12 à 15 décimètres de haut sur le carreau ou sur une table; l'antimoine se divise en une foule de petits globules rouges qui, partant d'un centre commun, se projettent dans tous les sens, brûlent rapidement en traversant l'air, y répandent beaucoup d'oxide d'antimoine en vapeur et se solidifient. Lorsqu'on répète cette expérience, il ne faut agir tout au plus que sur 8 ou 10 grammes d'antimoine, et s'élever un peu au-dessus du sol, pour n'être point atteint par les petits globules incandescens. C'est en calcinant l'antimoine dans un creuset et en recuillant les vapeurs qui se produisent dans d'autres creusets renversés que l'on obtient l'oxide, que l'on connaissait autrefois sous le nom de *fleurs d'antimoine* (537).

Des neuf corps combustibles non métalliques, cinq seulement, le phosphore, le soufre, le sélénium, le chlore et l'iode, ont été combinés avec l'antimoine. Il paraît qu'il peut s'allier avec la plupart des métaux.

Etat naturel. — L'antimoine existe sous quatre états: 1°. à l'état natif; 2°. à l'état d'oxide; 3°. très-souvent à l'état de sulfure; 4°. rarement à l'état d'oxide sulfuré.

On trouve l'antimoine natif principalement à Andréasberg, au Hartz : il contient, d'après Klaproth, 0,01 d'argent et des traces de fer; il a pour gangue du quartz et du carbonate de chaux. On le trouve aussi à Allemont, près de Grenoble, département de l'Isère (*Schreiber*), et à Sahlberg en Suède (*Shwab*).

Extraction. — C'est du sulfure d'antimoine qu'on extrait l'antimoine. Cette extraction se fait en grand (1232), et l'antimoine qui en provient se verse dans le commerce sous la forme de pains qui présentent à leur surface, d'une manière bien remarquable, les formes dont il a été question précédemment.

Usages. — L'antimoine est employé dans les arts pour

Digitized by Google

faire, en le combinant avec environ quatre fois son poids de plomb, l'alliage des caractères d'imprimerie. Il sert en pharmacie à préparer, 1°. le beurre ou chlorure d'antimoine; 2°. l'oxide antimonial, désigné autrefois par le nom de *fleurs d'antimoine*; 3°. l'antimoine diaphorétique ou l'antimonite de potasse.

Les pilules perpétuelles, dont l'on faisait usage autrefois comme purgatif et même comme vomitif, n'étaient que de petites balles d'antimoine que l'on rendait telles qu'on les avait prises. Quelquefois, au lieu de ces pilules, l'on prenait du vin blanc qui avait séjourné pendant quelque temps dans des tasses d'antimoine, et qui, par l'acide qui s'y développait, avait la propriété de dissoudre une portion d'antimoine oxidé peu à peu par le contact de l'air.

L'antimoine entre d'ailleurs dans la composition de l'émétique, du kermès, du soufre doré, du fondant de Rotrou, du verre d'antimoine, du *crocus metallorum*, ou safran des métaux, du foie d'antimoine, et de plusieurs autres médicamens dont on ne fait plus d'usage. (*Voyez* la table par ordre alphabétique.)

De l'Urane.

151. *Historique.* — L'urane, dont le nom dérive de celui de la planète *Uranus*, fut découvert par Klaproth en 1789, dans un minéral appelé *pech-blende*. Ce minéral, qui est noirâtre et qu'on trouve dans la mine de Georges Wagsfort, à Johann-Georgen-Stadt, en Saxe, avait été regardé auparavant, tantôt comme une mine de zinc, tantôt comme une mine de fer ou de tungstène. C'est à Klaproth et à Bucholz que nous devons ce que nous savons sur les propriétés de ce métal particulier. (Voyez *Mémoires de* Klaproth, tome II; et *Annales de Chimie*, tome LVI.)

Digitized by Google

Propriétés. — L'urane est solide, gris-foncé, très-brillant, cassant, facilement attaqué par la lime; il peut être entamé par le couteau. Sa pesanteur spécifique est de 8,7 selon Klaproth, et de 9,009 selon Bucholz. Cette différence de résultats tient à ce que jusqu'à présent on n'a point encore pu obtenir l'urane bien fondu, et qu'on ne l'a jamais eu qu'en masse poreuse : aussi n'a-t-il point été possible de le faire cristalliser.

L'urane, exposé à nos plus violens feux de forge, éprouve à peine un commencement de fusion. Il est probable qu'à la température ordinaire, l'urane n'a aucune action ni sur le gaz oxigène ni sur l'air secs; on ne sait pas s'il en a sur ces gaz humides. Lorsqu'on le chauffe jusqu'au rouge, à l'air libre, dans un têt, il s'embrase et passe à l'état d'un oxide qui est noirâtre.

Il n'a été combiné jusqu'ici qu'avec quelques corps combustibles.

Etat, Extraction et Usages. — L'urane ne se trouve qu'en petite quantité dans la nature; il y est à l'état de protoxide et de phosphate de peroxide. C'est en calcinant fortement ces oxides avec le charbon, après les avoir séparés des matières qui les altèrent, qu'on obtient l'urane : il est sans usages.

Du Cérium.

152. *Historique.* — Le cérium est un des métaux dont la découverte est récente : elle date de 1804; c'est le premier fruit des nombreux travaux de M. Berzelius; il la fit avec M. Hisinger, en examinant la cérite. (*Annales de Chimie*, tome L, p. 145.) Les expériences des chimistes suédois sur ce métal ont été répétées par Klaproth et M. Vauquelin, qui les ont variées et étendues. (*Annales d'Histoire naturelle*, tome V, p. 405; et *Annales de Chimie*, tome LIV, p. 28.)

Digitized by Google

Propriétés. — Le cérium est solide, très-cassant, lamelleux, blanc-grisâtre. Sa pesanteur spécifique est inconnue, sans doute parce qu'il est impossible de l'obtenir en culot.

Il est presque infusible : cependant on parvient à en sublimer de petites portions. Il est probable qu'à la température ordinaire il n'a d'action ni sur le gaz oxigène ni sur l'air secs ; on ignore s'il en a sur ces gaz humides. Lorsqu'on le chauffe jusqu'au rouge à l'air libre, il s'oxide et devient blanc ; il suit de là qu'à une température élevée il absorbe le gaz oxigène.

On ne l'a uni jusqu'à présent, parmi les corps simples, qu'au soufre, au chlore et à quelques métaux.

Etat naturel. — Il n'a encore été trouvé qu'à l'état d'oxide combiné, 1°. avec la silice et l'oxide de fer, dans la mine de cuivre de Bastnaès, à Riddarhyta en Suède ; 2°. avec ces deux substances, la chaux et l'alumine au Groenland ; 3°. avec l'acide fluorique d'une part, et avec l'acide fluorique et l'yttria de l'autre, dans les environs de Fahlun. C'est le premier de ces deux composés qu'on désigne sous le nom de *cérite*.

Extraction. — Le cérium ne s'extrait que pour en étudier les propriétés. A cet effet, après avoir purifié son oxide, on le traite par le charbon à une haute température (1209). Ce métal est sans usages.

Du Cobalt.

153. *Historique.* — Quoique, dès le 15e siècle, la mine de cobalt grillée fût employée pour colorer le verre en bleu, il paraît que ce n'est qu'en 1733 qu'on a su qu'elle contenait un métal particulier. Brandt paraît être l'auteur de cette découverte. Les recherches les plus remarquables auxquelles ce métal ait donné lieu à diverses époques,

Digitized by Google

sont celles de Lehman en 1762, de Bergmann en 1780, de M. Tassaert en 1798 (*Ann. de Chim.*, tome XXVIII), de M. Vauquelin en 1800 (*Journal des Mines*), de M. Proust (*Journal de Phys.* tome LXIV), de M. Laugier (*Ann. de Chim. et de Phys.*, tome IX, p. 267.)

Propriétés. —Le cobalt est solide, dur et cassant; on prétend qu'il est sensiblement ductile à chaud; son grain est fin et serré; sa couleur un peu moins blanche que celle de l'étain; sa densité, de 8,5384. On ne l'a point encore obtenu cristallisé, sans doute parce qu'il est très-difficile à fondre; il est magnétique, mais moins que le fer.

Le cobalt fond à-peu-près au même degré de feu que le fer, à environ 130° pyromètre de Wedgwood. Il n'est point volatil. Il n'a d'action, à la température ordinaire, ni sur le gaz oxigène ni sur l'air secs; son action sur ces gaz humides est indéterminée. A une température élevée, il se combine avec le gaz oxigène, en donnant lieu à la formation d'un oxide noir et à un dégagement de calorique; il agit sur l'air, à cette dernière température, de la même manière que sur le gaz oxigène. L'expérience doit être faite comme il est dit (132).

Le cobalt n'a été uni jusqu'à présent qu'avec quelques corps combustibles, le phosphore, le soufre, le chlore, le sélénium, et plusieurs métaux.

Etat naturel. —Le cobalt se trouve sous trois états dans la nature : à l'état d'oxide, à l'état de sulfate et d'arséniate, combiné avec plusieurs corps combustibles, et particulièrement l'arsenic et le soufre. Suivant M. Stromeyer, ces dernières mines seraient formées de, savoir :

Digitized by Google

Cobalt gris de Skutterud, dont la densité à 10° = 6,232.		*Cobalt arsenical de Riegelsdorf,* dont la densité à 10° = 6,449.	
Arsenic	43,47	Arsenic	7[illegible],21
Cobalt	33,10	Cobalt	20,31
Fer	3,23	Fer	3,[illegible]1
Soufre	20,08	Soufre	0,89
	99,88	Cuivre	0,1[illegible]
			99,0[illegible]

Ou autrement :

Sulfure de cobalt	49,39	Arseniure de cobalt	51,70
Per-sulfure de fer	7,03	Arseniure de fer	9,17
Arsenic	43,46	Per-sulfure de fer	1,53
	99,88	Sulfure de cuivre	0,20
		Arsenic	36,38
			99,00

Le cobalt de Tunaberg serait aussi, d'après le même chimiste, analogue au cobalt de Skutterud. (*Ann. de Chim. et de Phys.*, tome VIII, page 80.)

Extraction. — C'est principalement de la mine de cobalt de Tunaberg qu'on extrait le cobalt, parce qu'elle est plus riche en métal, plus pure et plus aisée à traiter que les autres; on en retire le cobalt à l'état d'oxide, puis on calcine cet oxide avec le charbon; ou bien on chauffe fortement l'oxalate de cobalt dans des vaisseaux fermés (1209).

Usages. — Le cobalt est sans usages; mais plusieurs des composés dont il fait partie en ont d'importans : tels sont surtout l'oxide et l'arséniate de cobalt, dont l'on se sert pour colorer en bleu les porcelaines, le verre, faire le bleu d'azur, et le bleu de cobalt proprement dit.

Digitized by Google

Du Titane.

154. *Historique.* — Grégor, religieux de Menakan en Cornouailles, ayant analysé, vers l'année 1781, un fossile sablonneux à grains gris, conclut de ses recherches que ce fossile, qu'il avait trouvé dans le vallon de la paroisse de Menakan, était composé de fer et d'oxide d'un nouveau métal, auquel Kirwan donna le nom de *ménakine.* (*Mém. de Chimie* de Klaproth, tome II, p. 70, traduct. franç.; *Journ. de Physique*, tome XL, p. 72 et 152.) Quoique les expériences de Grégor fussent exactes, il paraît que peu de personnes y firent attention jusqu'en 1797. Mais, à cette époque, Klaproth les ayant répétées, en confirma les résultats, et vit de plus que le ménakine était le même métal que celui qu'il avait trouvé, en 1795, dans le schorl rouge de Hongrie, et qu'il avait désigné sous le nom de *titane.* (*Mémoires* de Klaproth, tome II, traduct. franç.) Ce dernier nom est resté au métal, et l'honneur de la découverte au savant religieux anglais. C'est à Grégor, Klaproth, M. Vauquelin et M. Hecht (*Journal des Mines*, n°. 15) que nous devons presque tout ce que nous savons sur le titane.

Propriétés. —Les propriétés physiques du titane ne sont pas mieux connues que celles du molybdène, parce que jusqu'à présent on n'est point parvenu à le fondre. Il n'a encore été obtenu que sous la forme de pellicules friables, d'un rouge plus foncé que le cuivre. Ces pellicules, qui sont assez brillantes, paraissent être le titane à l'état métallique. On pourrait donc dire que le titane est solide, brun-rouge et cassant.

Le titane est infusible, ou plutôt il résiste au feu de nos meilleures forges. Il est probable qu'à la température ordinaire, il n'a aucune action ni sur le gaz oxigène ni sur l'air secs; on ne sait pas s'il en a sur ces gaz humides.

Digitized by Google

Mis en contact avec l'air, au degré de la chaleur rouge, il s'oxide et devient bleu; il suit de là qu'il peut absorber le gaz oxigène à une température élevée.

Il n'a été uni jusqu'ici avec aucun des corps combustibles simples non métalliques, et il ne l'a été qu'avec quelques métaux.

Aucun acide ne l'attaque; mais il s'oxide facilement lorsqu'on le calcine avec la potasse ou la soude dans un creuset; il se forme alors un composé d'oxide de titane et d'alcali. Cette différence d'action tient sans doute à ce que la combinaison de ce métal avec l'oxigène joue plutôt le rôle d'acide que d'oxide.

Etat naturel. — Le titane n'a encore été trouvé qu'à l'état d'oxide. Cet oxide est rarement pur; il est presque toujours combiné, soit avec l'oxide de fer et de manganèse, soit avec la silice et la chaux. On trouve des mines de titane en un assez grand nombre de lieux, mais jamais en grande quantité (545).

Extraction et Usages. — C'est en séparant l'oxide de titane des matières avec lesquelles il est naturellement mêlé, et en le chauffant fortement avec le charbon, qu'on obtient le titane (1209). Ce métal est sans usages.

Du Bismuth.

155. *Historique.* — Il serait difficile de dire quel est l'auteur de la découverte du bismuth. Ce qu'il y a de certain, c'est qu'elle remonte au moins à 1520, car il est question de ce métal dans le traité d'Agricola, qui parut à cette époque. Geoffroi le jeune est le premier qui, en 1753, ait publié sur ce métal, dans les Mémoires de l'Académie, un travail assez complet pour le temps. Les recherches qui ont été faites depuis n'ont eu pour objet que quelques points de son histoire. Il était connu autrefois sous le nom d'*étain de glace*.

Digitized by Google

Propriétés. —Le bismuth est solide, blanc-jaunâtre, très-cassant, facile à réduire en poudre; sa structure est lamelleuse. C'est le métal qui cristallise le plus facilement et le plus régulièrement. Ses cristaux sont des cubes qui se disposent ordinairement, les uns par rapport aux autres, de manière à former une pyramide quadrangulaire renversée, dont chaque face présente une sorte d'*escalier*. Il faut qu'il soit bien pur, et surtout qu'il ne contienne point d'arsenic, pour produire cette belle cristallisation (*a*). Sa pesanteur spécifique est de 9,822.

Le bismuth est un des métaux qui entrent le plus facilement en fusion; il paraît qu'il fond à environ 256°. Quoique regardé comme volatil par quelques chimistes, il ne l'est réellement pas : du moins, lorsqu'on le chauffe très-fortement dans une cornue de grès, on n'en trouve point dans le col après l'opération.

A la température ordinaire, il n'a point d'action sur le gaz oxigène et sur l'air privés d'humidité; mais il en a une légère sur ces gaz humides, car il se ternit comme l'antimoine par leur contact.

A une température élevée, il absorbe facilement le gaz oxigène; l'absorption commence même à avoir lieu aussitôt qu'il entre en fusion : il en résulte un oxide gris-jaunâtre très-fusible, un dégagement de calorique, et de plus un dégagement de lumière, si la température est voisine du rouge-brun. Il est probable qu'on pourrait faire l'expérience dans une cloche courbe (pl. xx, fig. 3); mais alors, au lieu d'opérer sur le mercure, qui s'allierait au bismuth et ne se volatiliserait pas, il faudrait opérer sur l'eau, qui

(*a*) Le bismuth du commerce contient quelquefois de l'arsenic. On peut le reconnaître à ce qu'il est en petites lames, et surtout à ce qu'il ne se dissout point complètement dans un excès d'acide nitrique, ou bien à ce qu'il donne lieu, en le traitant à chaud par cet acide, à un précipité blanc insoluble, qui n'est autre chose que de l'arséniate de bismuth.

Digitized by Google

se dégagerait de la surface du métal à la première impression du feu.

L'action du bismuth sur l'air à chaud est la même que sur le gaz oxigène, sinon qu'elle est moins vive. Cependant, lorsqu'on fait l'expérience dans un creuset, et qu'on le fait chauffer fortement, l'oxidation a lieu avec un faible dégagement de lumière bleuâtre. Il se forme, dans ce cas, un oxide jaune qui se vaporise et donne naissance à des vapeurs assez épaisses.

La plupart des métaux peuvent s'allier au bismuth, qui, d'ailleurs, n'a encore été uni, parmi les corps combustibles simples non métalliques, qu'avec le phosphore, le soufre, le sélénium, le chlore et l'iode.

Etat naturel. —Le bismuth se trouve sous trois états, 1°. à l'état natif; 2°. à l'état d'oxide; 3°. combiné tout à la fois avec le soufre et divers métaux.

Le bismuth natif est très-rare; le minerai qu'on regarde souvent comme tel n'est presque jamais qu'un composé de bismuth et d'arsenic. On le rencontre ainsi allié ou pur, en France, dans les mines de Bretagne, dans la vallée d'Ossau, dans les Pyrénées; en Saxe, à Freyberg, à Schnéeberg; en Bohême, à Joachimsthal; en Souabe, à Wittichen; en Suède, près de Loos et de Lofasen, etc.

Usages. —Les usages du bismuth sont très-bornés; l'on ne s'en sert guère que pour faire le blanc de fard ou le sous-nitrate de bismuth : aussi la consommation en est-elle très-bornée, car les mines d'argent et de cobalt, d'où l'on extrait tout celui du commerce, n'en fournissent qu'environ cinq milles kilog. par an.

Du Cuivre.

156. *Historique et usages.* —Le cuivre, connu de toute antiquité comme le fer, est peut-être après celui-ci le métal dont les usages sont le plus multipliés. En effet,

Digitized by Google

l'on s'en sert pour faire beaucoup d'ustensiles, des chaudières, des casseroles, des baignoires, des tuyaux, etc. Réduit en lames, il est employé pour doubler les vaisseaux. Combiné avec le zinc dans le rapport de 75 à 25 environ, il forme le laiton ou cuivre jaune. Uni à l'étain, il constitue l'alliage des canons et des cloches. En le calcinant avec le soufre, on obtient une partie du sulfate de cuivre du commerce. C'est l'un des signes représentatifs de tous les produits de notre industrie. La monnaie de cuivre est formée de cuivre pur; les autres sont formées d'argent, d'or et de cuivre. Le cuivre entre aussi dans la composition de tous les ustensiles, vases et ornemens d'or et d'argent. A l'état de pureté, ces deux derniers métaux seraient trop mous pour conserver long-temps les formes que l'art leur donnerait, au lieu qu'en les combinant avec une petite quantité de cuivre, ils acquièrent de la dureté, et sont à l'abri de ce grave inconvénient.

Propriétés. — Le cuivre, que les anciens chimistes désignaient par le nom de *Vénus*, est solide, rouge jaunâtre, très-brillant. A peine est-il en contact avec la flamme qu'il la colore en vert. Il acquiert de l'odeur par le frottement. C'est le plus sonore des métaux. C'est aussi l'un des plus ductiles; on en fait des feuilles très-minces et des fils d'un très-petit diamètre. Sa tenacité est inférieure à celle du fer, mais plus grande que celle du platine, de l'argent, de l'or, etc. La pesanteur spécifique du cuivre fondu est de 8,895. On ne l'a point encore obtenu bien cristallisé.

Le cuivre est fusible à 27° environ du pyromètre de Wedgwood : sa fusion peut donc avoir lieu dans un fourneau à réverbère ordinaire, surtout au moyen d'un tuyau de douze à quinze décimètres de haut. Il n'est pas volatil.

Son action sur le gaz oxigène et sur l'air secs est nulle à la température ordinaire; il en a une faible sur ces gaz

Digitized by Google

humides, et s'oxide alors avec l'un et l'autre. Sa surface se recouvre d'une légère couche d'oxide dans son contact avec le premier, et d'une légère couche de carbonate dans son contact avec le second, si toutefois l'air peut se renouveler (132) : les statues d'airain en sont une preuve sans réplique.

La chaleur favorise singulièrement son oxidation : avant même qu'elle soit portée jusqu'au rouge, il absorbe l'oxigène d'une manière très-sensible, et l'oxide qui se forme est brun. Telle est encore sa manière d'agir sur l'air, à l'intensité près.

Les expériences peuvent être faites dans un tube de porcelaine au moyen de deux vessies : cependant celle qui est relative à l'oxidation du cuivre par l'air doit être faite de préférence dans un têt, lorsqu'on ne se propose pas de recueillir le gaz azote de ce fluide. Si le métal était en contact avec la flamme, il la colorerait en vert en même temps qu'il s'oxiderait.

Ce métal est capable de former des alliages avec la plupart des métaux. Parmi les corps combustibles non métalliques, il n'y a que le phosphore, le soufre, le sélénium, le chlore, l'iode, avec lesquels il ait pu être uni jusqu'à présent.

Etat naturel. — Le cuivre existe naturellement sous quatre états : 1°. à l'état natif; 2°. à l'état d'oxide; 3°. combiné avec les corps combustibles, et surtout avec le soufre; 4°. à l'état de sel (sulfate, carbonate, arséniate, phosphate).

Le cuivre natif se rencontre rarement en cristaux isolés, souvent, au contraire, en cristaux groupés confusément et formant des masses dendritiques ; il se rencontre aussi en petites masses mamelonnées ou irrégulières, empâtées dans diverses gangues, et en lames minces à la surface de diverses matières minérales.

Digitized by Google

Ce métal existe en plus ou moins grande quantité dans presque toutes les mines de cuivre, et se reproduit souvent par la décomposition naturelle de divers minerais. On le trouve dans les mines de Baigorry (Pyrénées) et dans celles de Saint-Bel, près Lyon, en France; dans celles de Cornwall, en Angleterre; dans celles de Saxe, de Hongrie, de Suède, et surtout en Sibérie, où il est plus abondant et en masses plus considérables que partout ailleurs.

Extraction. — C'est du sulfure, de l'oxide, du carbonate de cuivre, et du cuivre natif que l'on extrait tout le cuivre dont les arts ont besoin. Le cuivre natif n'a besoin que d'être fondu; l'oxide et le carbonate, que d'être calcinés avec le charbon. Quant au sulfure, il faut le griller pour en brûler le soufre et en oxider le métal : celui-ci, transformé en oxide, est traité comme l'oxide naturel (1236).

Du Tellure.

157. *Historique.* — C'est M. Muller de Reichenstein qui, le premier, en analysant les mines d'or de Transylvanie, crut y reconnaître l'existence d'un nouveau métal. Ses recherches datent de 1782, et sont imprimées dans les Mémoires de Physique des Amis réunis à Vienne, publiés par M. de Born; mais craignant d'avoir commis quelque erreur, il pria Bergmann de répéter son analyse. La quantité de mine sur laquelle le célèbre chimiste d'Upsal opéra ne lui permit pas de prononcer. Alors M. Muller s'occupa d'en réunir une nouvelle quantité et l'envoya à Klaproth, qui, s'en étant procuré d'ailleurs, et ayant trouvé les principaux résultats de M. Muller exacts, donna au nouveau métal le nom de *tellure*. La découverte de ce métal fut donc annoncée par M. Muller et confirmée par Klaproth. D'ailleurs, ce sont ces deux sa-

Digitized by Google

vans qui nous ont fait connaître les propriétés du tellure. Leurs expériences, répétées par différens chimistes, l'ont été en France par M. Vauquelin. (*Mémoires* de Klaproth, t. II, p. 175, trad. franç.)

Propriétés.—Le tellure est solide, brillant, très-cassant, facile à réduire en poudre; sa couleur tient le milieu entre celles de l'étain et de l'antimoine; sa structure est lamelleuse; sa pesanteur spécifique est de 6,115.

Le tellure est un peu moins fusible que le plomb, et se recouvre de petites aiguilles en passant de l'état liquide à l'état solide. Lorsqu'on le soumet à une chaleur plus grande que celle qui est nécessaire pour le fondre, il bout, se volatilise, et se condense en gouttelettes. Remplissez de mercure une petite cloche courbe de verre, faites-y passer du gaz azote ou du gaz hydrogène, introduisez-y ensuite le tellure à travers le mercure, chauffez le métal avec la lampe à esprit-de-vin, et bientôt tous les phénomènes qu'on vient d'annoncer apparaîtront. (Pl. XX, fig. 3.)

Le tellure ne doit avoir aucune action à froid sur le gaz oxigène et sur l'air secs. Il est probable que mis en contact avec ces gaz humides, à cette même température, il perdrait une partie de son brillant, deviendrait terne, et que sa surface s'oxiderait légèrement dans l'espace d'un certain nombre de jours (132).

Son action sur le gaz oxigène est très-grande à l'aide de la chaleur. Pour s'en convaincre, il suffira de remplacer, dans l'expérience précédente, l'azote par l'oxigène : le métal brûlera vivement et donnera lieu à un oxide blanc volatil. Son action sur l'air à chaud est aussi très-grande : que l'on creuse une petite cavité dans un charbon, qu'on y place le tellure, et qu'on y dirige la flamme d'une bougie avec un chalumeau, la combustion sera si rapide en raison du renouvellement de l'air et de l'élévation de la température, qu'il se formera comme

Digitized by Google

une sorte de détonnation; en même temps, l'oxide produit paraîtra dans l'air à l'état de vapeurs blanches, et y répandra une odeur analogue à celle du radis noir.

Il s'unit facilement à la plupart des métaux ainsi qu'à l'hydrogène, au soufre, au sélénium, au chlore, au phosphore, et probablement à l'iode; mais, jusqu'ici, l'on ne connaît aucun composé de ce métal avec le bore, le carbone, l'azote.

État naturel. — Le tellure n'a encore été trouvé que combiné ou mêlé avec différens métaux : il existe, sous cet état, dans six minerais différens, qui contiennent sur 100 : — le 1er, 92,55 de tellure, 7,20 de fer, 0,25 d'or; — le 2e, 60 de tellure, 30 d'or, 10 d'argent; — le 3e, 44,75 de tellure, 26,75 d'or, 19,50 de plomb, 8,50 d'argent, 0,50 de soufre; — le 4e, 32,20 de tellure, 54 de plomb, 9 d'or, 1,30 de cuivre, 3 de soufre, 0,50 d'argent. — Le 5e, connu en Allemagne sous le nom d'argent molybdique, n'est formé que de tellure et de bismuth; quant au 6e, il contient, outre ces deux métaux, le sélénium, qui paraît aussi appartenir à quelques-uns des précédens.

Tous ces composés ou mélanges se distinguent minéralogiquement les uns des autres par leur éclat, leur couleur et leur nature. Ils se rencontrent tous dans les filons d'argent aurifères de Transylvanie, à Nagyag, Zalathna, Offenbanya. La variété *bismuthique* provient de Deuchtpilsen (ou Börsöny), vers les bords du Danube en Hongrie; celle qui contient le bismuth et le sélénium vient de Tellemarken en Norwège : on a annoncé aussi du tellure dans le Konnektikut.

Extraction et Usages. — On extrait le tellure de ses minerais en le faisant passer à l'état d'oxide, séparant cet oxide des matières étrangères avec lesquelles il se trouve mêlé, et le calcinant légèrement dans un creuset ou dans

Digitized by Google

une cornue avec du charbon (1211). Ce métal étant sans usages et ses mines étant rares, on ne s'en procure jamais que de petites quantités.

Du Nickel

158. *Historique.*—Quoique Cronstedt eût annoncé, de 1751 à 1754, l'existence du nickel dans le minéral que les mineurs appellent *kupfernickel* ou *faux cuivre*, et qui porte encore aujourd'hui ce nom dans le commerce, minéral qui n'est qu'un arseniure de nickel, mélangé de fer et de cobalt, unis ordinairement à l'arsenic ou au soufre, ce n'est qu'en 1775 que ce métal fut regardé généralement comme distinct de tous les autres. Jusque là plusieurs chimistes soutinrent que c'était un alliage de cuivre et de fer, et cette opinion erronée ne fut détruite que par un beau travail de Bergmann sur le kupfernickel. (Bergmann, t. II, p. 231.) Bergmann a donc en quelque sorte contribué à la découverte de ce métal; ses recherches surtout en ont beaucoup éclairé l'histoire, et ont préparé celles qui ont été faites depuis sur le même sujet par MM. Vauquelin, Proust, Bucholz, Richter, Tupputi, Laugier, etc. (*Ann. de Chim.*, t. LIII, p. 107 et 164; LV, pag. 137; LX, p. 260; LXXVIII, p. 133; *Journ. de Phys.*, t. LVIII, LXIV; *Ann. de Chim. et de Phys.*, tom. IX, pag. 267.)

Propriétés.—Le nickel est solide, un peu moins blanc que l'argent; il est très-ductile; on peut le réduire en lames et en fils. (Richter.) Sa pesanteur spécifique est de 8,666 lorsqu'il a été forgé, et de 8,279 lorsqu'il n'a été que fondu. Il possède la vertu magnétique à un grand degré, mais moins que le fer. On ne l'a point encore obtenu cristallisé.

Le nickel est au moins aussi difficile à fondre que le manganèse; et cependant lorsqu'on le réduit, il s'en vola-

Digitized by Google

tilise une quantité très-sensible, à tel point qu'on en trouve des grains très-distincts attachés au couvercle du creuset. A la température ordinaire, son action sur le gaz oxigène et sur l'air secs est nulle; il est probable qu'il en exerce une légère sur ces gaz humides (132).

A une température rouge, le nickel absorbe avec assez de rapidité le gaz oxigène : il en résulte un oxide vert et un dégagement de calorique. A cette même température, l'action qu'il exerce sur l'air est la même que celle qu'il exerce sur le gaz oxigène, si ce n'est qu'elle est moins forte. Ces propriétés se constatent facilement dans un tube de porcelaine, à l'aide de vessies, etc. (132).

Les combinaisons du nickel avec le phosphore, le soufre, le chlore, s'opèrent facilement; probablement qu'il s'unit à l'iode et à la plupart des métaux avec la même facilité; il paraît qu'il s'unit aussi au carbone; l'on a vainement tenté de le combiner avec l'hydrogène, le bore, l'azote.

Etat naturel. — Le nickel n'a encore été trouvé qu'à l'état d'oxide, à l'état d'arséniure, et à celui d'arséniate. A l'état d'arséniure, il est souvent mélangé de fer, de cobalt, de cuivre, qui sont souvent eux-mêmes unis à l'arsenic ou au soufre. Sous les deux premiers états, il est rare; il l'est beaucoup moins sous le dernier.

M. Berthier, à qui est due l'analyse du nickel arsénical d'Allemont, en a retiré : 39,94 de nickel, 48,80 d'arsenic, 0,16 de cobalt, 8,00 d'antimoine, 2,00 de soufre, des traces de fer et de manganèse, d'où il a conclu qu'on pouvait regarder cette mine comme formée de 88,55 d'arséniure de nickel, 0,35 d'arséniure de cobalt, 10,00 de sulfure d'antimoine. (*Annales des Mines*, IV, 467; *Ann. de Chim. et de Phys.*, tom. XIII, pag. 52.)

Extraction et Usages. — C'est de sa combinaison avec l'arsenic, etc., qu'on l'extrait, en le ramenant d'abord à

Digitized by Google

l'état d'oxide, purifiant celui-ci, et le traitant, au degré de la chaleur rouge, par le gaz hydrogène. On peut aussi se procurer ce métal, soit en calcinant son oxalate, soit en calcinant fortement son oxide seul, ou avec le charbon (1210 *bis.*).

Le nickel est sans usage. Peut-être aurions-nous dû le placer dans la cinquième section, parce que l'oxide en est réductible à une haute température. Mais cette réduction ne serait-elle pas due au gaz hydrogène carboné qui pénétrerait dans le creuset même? Je suis d'autant plus porté à le croire, qu'en vain j'en ai tenté la réduction dans un petit moule de porcelaine fermant bien.

Du Plomb.

159. *Historique.*—Connu de toute antiquité, généralement répandu dans la nature, facile à extraire de ses mines, se prêtant aisément à toutes sortes de formes, le plomb a été l'objet d'un grand nombre de recherches. Les alchimistes, dans l'espérance de le transformer en argent, l'ont soumis à une foule d'épreuves. Les fabricans et les artistes ont cherché à tirer parti de l'extrême facilité avec laquelle il se travaille. Presque tous les chimistes proprement dits en ont étudié les propriétés. On le trouve quelquefois désigné dans les anciens ouvrages par le nom de *saturne.*

Propriétés.—Le plomb est solide, blanc-bleuâtre, brillant. Frotté entre les mains, il leur communique une odeur sensible. C'est l'un des métaux les plus mous : aussi est-il sans sonorité, et est-il rayé par presque tous les autres corps, même par l'ongle : on peut même s'en servir pour tracer des caractères sur le papier. Très-malléable, il s'étend plus facilement en lames qu'il ne se tire en fils. Sa tenacité est peu considérable; sa densité de 11,352. On ne l'a point encore obtenu en cristaux bien réguliers.

Digitized by Google

Après le mercure, le potassium, le sodium, l'étain et le bismuth, c'est le métal le plus fusible; sa fusion a lieu vers le 260° de chaleur; il n'est pas sensiblement volatil.

Son action, à la température ordinaire, est nulle sur le gaz oxigène et sur l'air secs; elle est même très-lente alors sur ces deux gaz humides; il devient terne dans son contact avec le premier, et sa surface se recouvre peu à peu d'une très-légère couche d'oxide; dans son contact avec le second, l'oxide qui se forme passe insensiblement à l'état de carbonate, si toutefois l'air peut se renouveler (132). Il agit beaucoup plus fortement sur l'un et sur l'autre à l'aide de la chaleur; dès qu'il est fondu, l'oxidation se manifeste: mettez du plomb dans un têt; placez celui-ci sur un cylindre de terre dans un fourneau; chauffez-le peu à peu jusqu'au rouge obscur; rassemblez de temps en temps, sur les bords, l'oxide qui se formera de toutes parts à la surface du bain, et dans l'espace de quelques heures vous parviendrez facilement à oxider une trentaine de grammes de plomb. L'oxide sera jaune; calciné de nouveau, il pourra absorber une nouvelle quantité d'oxigène et devenir rouge: c'est même de cette manière que l'on prépare tout le minium ou oxide rouge de plomb que les arts consomment (554).

Il s'unit facilement au phosphore, au soufre, au sélénium, au chlore, à l'iode et à la plupart des métaux; mais jusqu'à présent il n'a point été possible de le combiner avec l'hydrogène, le bore, le carbone, l'azote.

État naturel. — Le plomb se trouve sous trois états: 1°. à l'état d'oxide, mais rarement; 2°. souvent combiné avec les corps combustibles, et particulièrement avec le soufre; 3°. à l'état de sel, de sulfate, de phosphate, de carbonate, de chromate, de molybdate, d'arséniate.

Extraction. — C'est du sulfure de plomb qu'il s'extrait. Cette extraction se fait en grand, comme on verra (1233).

Digitized by Google

Usages.—En raison de sa grande abondance dans la nature et de la facilité avec laquelle il se prête aux différentes formes qu'on veut lui donner, c'est un des métaux les plus employés. L'on s'en sert pour couvrir des édifices, pour faire des balles et de la grenaille, pour construire des bassins, des conduits, des gouttières, des réservoirs, des chaudières, des chambres dans lesquelles se fabrique l'acide sulfurique. On a proposé de l'appliquer en lames minces sur les murs pour garantir les appartemens de l'humidité. Allié avec la moitié de son poids d'étain, il forme la soudure des plombiers. Combiné avec environ le quart de son poids d'antimoine, il constitue les caractères d'imprimerie. C'est en exposant le plomb à la vapeur du vinaigre et au contact du gaz acide carbonique, qu'on obtient la majeure partie du blanc de plomb ou de la céruse. C'est en le calcinant avec le contact de l'air qu'on forme le minium, la litharge, le massicot, ou les deutoxide et protoxide de plomb. Enfin l'on en fait usage pour l'exploitation de plusieurs mines d'argent. Il n'est point directement employé en médecine; mais il entre dans la composition de plusieurs médicamens, de l'emplâtre diapalme, de l'acétate de plomb, et par conséquent de l'*extrait de Saturne*, de l'*eau blanche*, de l'*eau de Goulard.*

Des Métaux de la cinquième section.

Les métaux de la cinquième section sont ceux qui ne décomposent l'eau ni à froid ni à chaud; qui absorbent le gaz oxigène à une certaine température, et dont les oxides sont réductibles par la chaleur seule. Ces métaux ne sont qu'au nombre de deux, le mercure et l'osmium.

Digitized by Google

Du Mercure.

160. *Historique.* — Le mercure est l'un des métaux dont la découverte remonte à la plus haute antiquité ; c'est aussi l'un de ceux que les alchimistes regardaient comme la base du grand œuvre ; c'était, dans leur opinion, de l'argent liquide, du vif-argent. Persuadés par je ne sais quelle idée bizarre qu'il ne fallait que le chauffer long-temps seul ou avec certains corps pour l'épaissir, le fixer et en opérer la transmutation, ils le soumirent à l'ébullition pendant des années entières. Plusieurs s'exposèrent même à de grands dangers, en le renfermant dans des boules de fer très-épaisses qu'ils faisaient rougir au feu ; la vapeur mercurielle ne tardait point à briser son enveloppe, et à produire une violente explosion. De ces tentatives, toujours sans succès pour l'objet en vue duquel elles étaient faites, il est résulté du moins la connaissance de plusieurs préparations médicales fort importantes, particulièrement du *sublimé corrosif,* que Paracelse a employé le premier avec tant de succès contre les maladies syphilitiques, qui passaient jusqu'à lui pour incurables. La découverte de ce composé nous doit faire regretter que les alchimistes aient souvent tenu leurs résultats secrets ; s'ils les eussent publiés, l'histoire de plusieurs métaux, et surtout celle du mercure, eût été connue beaucoup plus tôt sans doute. Toutefois celle-ci ne laisse que peu de chose à désirer ; les recherches des chimistes modernes l'ont rendue presqu'aussi complète que possible.

Propriétés. — Le mercure est liquide, très-brillant, d'un blanc bleuâtre. Sa densité est de 13,568, et sa dilatation de $\frac{100}{5550}$ de son volume à 0°, entre les termes de la glace fondante et de l'eau bouillante. (Petit et Dulong.)

Il entre en ébullition à 350 degrés : c'est sur cette pro-

Digitized by Google

priété qu'est fondé l'art de le purifier, ou de le séparer des matières avec lesquelles il pourrait être uni La distillation en doit être faite dans une cornue de grès ou de fonte; on pourrait, à la rigueur, la faire dans une cornue de verre. Dans tous les cas, il y a quelques précautions à prendre : il faut modérer le feu; sans cela on perdrait du mercure, et l'on courrait risque de s'asphyxier si le laboratoire était très-petit; il est même bon d'adapter au col de la cornue un nouet de linge qui plonge dans l'eau : peu importe la nature du récipient qu'on emploie.

Soumis à un froid de 39° à 40°, le mercure se solidifie et cristallise en octaèdres. Ce n'est que dans l'hiver, lorsque le thermomètre est à quelques degrés au-dessous de zéro, qu'on peut facilement exécuter cette opération : on fait refroidir une certaine quantité d'hydro-chlorate de chaux en poudre cristalline dans un flacon fermé qu'on expose au contact de l'air pendant la nuit; le refroidissement étant opéré, on mêle environ 2 kilogrammes de ce sel avec un kilogramme de neige dans une terrine; on agite le mélange, et on y plonge un petit matras soufflé à la lampe, contenant 20 à 30 grammes de mercure, au bout de quelques minutes, le mercure s'épaissit et se congèle : si, lorsqu'il est à moitié congelé, on décante la partie extérieure qui est encore liquide, la partie solidifiée se trouve tapissée de cristaux octaédriques. Le mercure, à l'état solide, présente plusieurs propriétés remarquables : il s'aplatit sensiblement sous le marteau; mis en contact avec nos organes, il nous fait éprouver une sensation analogue à la brûlure; le point touché blanchit et se trouve gelé; il se désorganiserait entièrement si le contact était de trop longue durée.

Le mercure, à la température ordinaire, n'a aucune action sur le gaz oxigène et sur l'air, secs ou humides, ou du moins son action est extrêmement lente; il est également

Digitized by Google

sans action sur ces gaz au degré de la chaleur rouge; ce n'est qu'à un degré voisin de celui auquel il entre en ébullition qu'il agit peu à peu sur eux; il passe alors à l'état de deutoxide ou d'oxide rouge (125).

Il ne s'unit point à l'hydrogène, au bore, au carbone, à l'azote, il ne s'unit que difficilement au phosphore; mais il se combine facilement avec le soufre, le sélénium, le chlore, l'iode, et un assez grand nombre de métaux, surtout ceux qui sont très-fusibles.

Ses alliages prennent le nom d'*amalgames*.

État naturel.—Le mercure se trouve, 1°. natif, 2°. combiné avec le soufre, 3°. uni à l'argent, 4°. à l'état de chlorure. De ces combinaisons, la plus commune est le sulfure.

Le mercure natif existe en quantité plus ou moins considérable dans toutes les mines de mercure, dont la masse principale est le sulfure; il s'y rassemble en coulant à travers les fissures des roches dans toutes les cavités qui se trouvent libres.

Extraction.—On recueille dans toutes les mines le mercure natif qui s'y trouve et que l'on purifie ensuite par la distillation; mais la quantité de ce métal qu'on se procure ainsi étant assez petite et loin de suffire, c'est du sulfure qu'on l'extrait principalement : pour cela, on le calcine avec de la craie ou carbonate de chaux; l'acide carbonique de ce sel passe à l'état de gaz; la chaux se combine avec le soufre, et le métal mis à nu se volatilise et se condense dans des récipiens (1231).

Usages.—Les usages du mercure sont très-nombreux. Les chimistes l'emploient pour recueillir les gaz solubles dans l'eau, et les transvaser, ou les faire passer d'une cloche dans une autre. La propriété qu'il a de se dilater uniformément dans des tubes de verre, entre la température de l'eau bouillante et celle de la glace fondante, d'être

Digitized by Google

liquide depuis — 40° jusqu'à + 350°, et d'être très-sensible aux impressions de la chaleur, l'a fait rechercher pour la construction des thermomètres. C'est avec le mercure qu'on construit les baromètres ou instrumens propres à nous indiquer la pression atmosphérique. Allié à l'étain, on l'applique sur les glaces pour les mettre au tain, ou leur donner la propriété de réfléchir les objets. Combiné avec le soufre, il constitue le *cinnabre*, qui, pulvérisé, devient d'un rouge vif et prend alors le nom de *vermillon*. C'est au moyen du mercure qu'on exploite toutes les mines d'or et d'argent d'Amérique, et même quelques-unes des mines d'Europe.

L'on s'en sert aussi pour faire diverses préparations employées en médecine, les proto et deuto-chlorures de mercure ou *sublimés doux* et *corrosif*; le sous-deuto-sulfate de mercure ou *turbith minéral*; le *précipité rouge* ou deutoxide de mercure; l'*onguent gris*, l'*onguent napolitain*, qui tous deux ne sont que ce métal très-divisé dans de la graisse. Chauffé avec de l'eau, il lui donne des propriétés vermifuges. Enfin, il entre dans la composition de l'*onguent citrin* et de quelques autres médicamens. Son action est toujours énergique, et il paraît qu'il est constamment absorbé quand le médicament, comme l'onguent gris, etc., le contient à l'état métallique.

De l'Osmium.

161. *Propriétés.* — L'osmium, découvert par Tennant en 1803 (*Transactions philosophiques*, 1804; et *Annales de Chimie*, tom. LII, p. 50), examiné ensuite par Fourcroy et M. Vauquelin (*Ann. de Chim.*, t. XLVIII, XLIX, L, LXXXIX), et enfin par M. Wollaston (*Transactions philosoph.*, 1805; *Annales de Chimie*, t. LXI), est solide, d'un gris noir. Comme on n'est

Digitized by Google

point encore parvenu à le fondre, et qu'il n'a été obtenu qu'en poudre ou en petite masse très-friable, on ne connaît pas ses autres propriétés physiques. On ne sait point s'il est ductile ou cassant, quelle est sa pesanteur spécifique, s'il est brillant, dur, etc.

Chauffé avec le contact de l'air, et par conséquent du gaz oxigène, il s'oxide et se volatilise sous forme de fumée blanchâtre et très-piquante. Probablement qu'à la température ordinaire il n'a aucune action sur ce gaz.

Il n'a été uni avec aucun corps combustible non métallique, et l'on n'a examiné que quelques alliages dont il fait partie. De même que le platine, il possède la propriété de déterminer, par contact, l'union de l'hydrogène avec l'oxigène : seulement il faut le chauffer jusqu'à 50° environ.

Etat naturel, etc. — L'osmium n'a été trouvé jusqu'ici que dans le platine brut, combiné avec l'iridium, sous forme de petits grains très-durs, brillans, cassans, et dont la pesanteur spécifique est de 19,5. Il est très-rare et sans usages.

Des Métaux de la sixième section.

Les métaux de la sixième section sont ceux qui ne peuvent décomposer l'eau ni à froid ni à chaud, qui n'absorbent le gaz oxigène à aucune température, et dont les oxides sont facilement réductibles par la chaleur seule. Ces métaux sont au nombre de six : l'argent, le palladium, le rhodium, le platine, l'or et l'iridium.

De l'Argent.

162. Il s'agit maintenant de tracer l'histoire de l'un des deux métaux que l'on a toujours regardés comme les

Digitized by Google

plus précieux, et dont l'on exploite, par cela même, presque toutes les mines.

Historique. — Connu de toute antiquité, l'argent est devenu, en raison de sa rareté, de son inaltérabilité, et de la facilité avec laquelle on le travaille, l'un des signes représentatifs de l'industrie. Ce signe a perdu beaucoup de sa valeur depuis la découverte du Nouveau-Monde. Là se sont trouvées des mines abondantes que les Européens ont exploitées, dont ils ont tiré, et dont ils tirent encore d'immenses richesses. L'Amérique seule, en effet, fournit tous les ans aujourd'hui pour 175 millions d'argent environ, c'est-à-dire, douze fois plus que tous les autres continens ensemble (Humboldt). La masse de ce métal a donc dû, par le commerce, s'accroître considérablement chez toutes le nations, et le prix fictif des marchandises s'élever. Aussi paye-t-on actuellement le blé beaucoup plus que sous Louis XI, et sans doute qu'on le paierait beaucoup plus cher encore si l'on convertissait presque tout l'argent en monnaie comme autrefois, au lieu d'en employer pour des sommes très-fortes à faire des ustensiles, des vases et des ornemens. Nous ne reparlerons point des vains efforts que les alchimistes ont faits pour transformer d'autres métaux en celui-ci; il n'en a été que trop souvent question peut-être dans les chapitres précédens. Nous observerons seulement que leurs longues recherches n'ont jeté qu'un faible jour sur la connaissance des propriétés de ce métal, et qu'il n'a été bien étudié que par les chimistes modernes.

Désigné autrefois, dans plusieurs ouvrages de chimie, par les noms de *Diane*, de *Lune*, il ne l'est plus maintenant que par le nom d'*argent*.

Propriétés. — L'argent est solide, blanc, très-brillant, très-malléable, très-ductile. On en fait des fils très-

Digitized by Google

déliés et des feuilles si minces que le moindre souffle les enlève. Il n'a pas beaucoup de dureté. Par le frottement il n'acquiert point d'odeur. Sa tenacité est très-grande; sa pesanteur spécifique est de 10,4743. Tillet et Mongez l'ont obtenu cristallisé en octaèdres.

L'argent entre en fusion un peu au-dessus de la chaleur rouge-cerise; d'où il suit qu'on le fond facilement dans un petit fourneau à réverbère.

Il est sans action sur le gaz oxigène et sur l'air, secs ou humides, à la température atmosphérique. Exposé dans un creuset ouvert à un feu ordinaire ou à un feu de réverbère, il n'éprouve non plus aucune altération, du moins d'après l'opinion reçue jusqu'à présent; il se revivifierait même s'il était oxidé. Cependant une forte décharge électrique le transforme en oxide olivâtre; et, selon M. Vauquelin, lorsqu'on le place dans une cavité pratiquée dans un charbon, qu'on allume les parois de la cavité, et qu'on dirige dessus un jet d'oxigène, bientôt il fond, se vaporise, et brûle en rendant jaune la flamme qui se produit (*a*).

On n'a point pu jusqu'à présent le combiner avec l'hydrogène, le bore, le carbone, l'azote; il s'unit facilement au soufre, au phosphore, au sélénium, au chlore

---

(*a*) On trouve aussi dans les *Annales de Chimie et de Physique*, tome XII, page 402, le résultat de quelques expériences faites par M. Samuel-Lucas, qui démontrent que l'argent peut s'oxider en le tenant en fusion avec le contact de l'air; mais ce qu'il y a de bien extraordinaire, c'est que ce métal se désoxigène complètement au moment de sa solidification. En opérant sur une grande quantité d'argent, le tenant long-temps en fusion et le laissant refroidir graduellement, sa surface, après s'être solidifiée, se fendille, et il se dégage de l'intérieur de la masse encore liquide du gaz oxigène pendant assez long-temps; ce dégagement produit une sorte d'ébullition. Pour recueillir le gaz, il suffit de projeter le métal fondu, par petites portions, dans une cuve à eau, sous des cloches pleines de ce liquide. Cette expérience a été répétée avec succès par M. Chevillot (559).

Digitized by Google

et à l'iode, et forme des alliages avec la plupart des métaux.

Etat naturel. — L'argent existe naturellement sous plusieurs états : 1°. natif, 2°. à l'état d'alliage avec l'antimoine, avec l'arsenic ou avec le mercure ; 3°. à l'état de sulfure simple et de sulfure double ; 4°. à l'état de chlorure ; 5°. enfin à l'état de carbonate.

L'argent natif contient toujours un peu de fer, ou de cuivre, ou d'arsenic, ou d'or. Il est tantôt cristallisé régulièrement, tantôt disposé en dendrites, en réseau, en filamens cylindriques et contournés. Il ne forme jamais de gîtes à lui seul, mais se trouve dans les filons composés de sulfure de ce métal ou de sulfure de plomb argentifères. Il y est disséminé en petites parties, et ne forme que rarement par lui-même des masses un peu volumineuses. On en cite cependant de 20 à 40 kilogrammes provenant des mines de Sainte-Marie dans les Vosges, des masses beaucoup plus considérables encore dans les mines de Kongsberg, en Norwège, de Schnéeberg, en Saxe; mais il n'est pas certain que ces masses fussent réellement d'argent pur. Les mines du Pérou et du Mexique sont les plus riches en argent.

Extraction. — L'argent ayant une grande valeur, l'on en exploite presque toutes les mines, même celles qui ne contiennent qu'une quantité à peine sensible de ce métal. Les grandes exploitations ont lieu sur des sulfures d'argent : telles sont celles du Mexique, du Pérou, de Kongsberg en Norwège, de Hongrie et de Transylvanie. Nous avions autrefois en France des mines analogues, à Allemont, à Lacroix et Sainte-Marie-aux-mines dans les Vosges. Aujourd'hui nous n'exploitons que des minerais de plomb argentifères; ces divers minerais sont traités, soit par la fusion, soit par le mercure, suivant leur richesse ou leur nature (1237). La quantité

Digitized by Google

d'argent fournie annuellement par l'Amérique méridionale est de 795581 kilog. L'Europe n'en fournit annuellement que 53000 kilog., dont 900 seulement proviennent des mines de plomb argentifères de France.

Les usages de l'argent sont connus de tout le monde : l'on s'en sert principalement pour faire de la monnaie, des vases, des ustensiles et des ornemens. Tous ces objets sont alliés à une certaine quantité de cuivre que la loi a fixée : sans cela ils seraient trop mous, et ne conserveraient pas long-temps les formes que l'art leur donnerait.

En médecine on l'emploie aussi pour préparer la pierre infernale (nitrate d'argent fondu), avec laquelle on ronge les chairs baveuses, et l'on ranime les ulcères indolens.

Du Palladium (*a*).

163. *Propriétés.* — Le palladium est solide, blanc, dur, très-malléable. Sa cassure est fibreuse. Sa pesanteur spécifique est de 11,3 à 11,8.

Ce métal ne peut être fondu qu'au chalumeau d'oxigène, comme le platine (165). Quelque temps après qu'il est en fusion, suivant M. Vauquelin, il bout et brûle avec des aigrettes éclatantes. Cependant il ne s'oxide point à la température d'un feu de forge, et son oxide se réduit promptement quand on le chauffe.

Il se combine facilement avec le soufre, le sélénium et plusieurs métaux.

Lorsqu'on dirige à travers l'air, à la température ordinaire, un courant de gaz hydrogène sur du palla-

(*a*) Il serait possible que le palladium dût être placé dans la cinquième section; car lorsqu'on le chauffe modérément, il semble qu'il s'oxide d'une manière sensible.

Digitized by Google

dium spongieux provenant de la calcination de l'hydrochlorate ammoniaco de palladium, il se forme de l'eau et le métal s'échauffe au point de rougir. (*Voyez* le dernier volume, art. *Additions.*)

On ne trouve le palladium que dans la *mine* de platine, et il n'y entre que pour une très-petite quantité; d'où il suit qu'il doit être très-rare (*a*). Ce n'est que par des moyens très-compliqués qu'on le sépare des matières auxquelles il est uni (1212).

M. Wollaston le découvrit en 1803, et c'est à lui que nous devons presque tout ce que nous savons sur ce métal (*Transact. philos.*, 1804; *Ann. de Chimie*, t. LII, LXI). Seulement M. Vauquelin, en répétant et variant les expériences du chimiste anglais, et M. Berzelius, en analysant l'oxide et le sulfure de palladium, observèrent quelques nouveaux faits que nous ferons connaître par la suite. (*Ann. de Chimie*, tom. LXXXVIII.)

Du Rhodium.

164. *Propriétés.* — Le rhodium est solide, blanc-gris, cassant. Sa pesanteur spécifique paraît être de 11,000. Il est infusible. Il n'a d'action ni sur le gaz oxigène ni sur l'air, soit à froid, soit à chaud. On ne l'a encore uni qu'avec le soufre et quelques métaux. Aucun acide ne l'attaque : cependant, lorsqu'on le calcine dans un creuset avec de la potasse, ou de la soude, ou du nitrate de potasse, il s'oxide et s'unit à ces alcalis. Il agit comme le

(*a*) Le palladium existe aussi seulement mêlé avec les grains de platine : du moins M. Wollaston en a rencontré sous cet état dans les sables platinifères du Brésil, accompagnés d'or natif en grains. Cela explique comment il se fait que M. Cloud, des États-Unis, ait trouvé, parmi des lingots d'or venant du Brésil, deux lingots d'une couleur particulière, composés d'or et de palladium.

Digitized by Google

platine, etc., à la température ordinaire, sur un mélange d'hydrogène et d'oxigène. Ce métal ne se trouve, de même que le palladium, que dans la mine de platine, dont on l'extrait par le procédé qui sera exposé (1212); il n'y entre que pour une très-petite quantité et y est combiné avec le platine même. C'est M. Wollaston qui nous le fit connaître, ainsi que presque toutes ses propriétés (*Transactions philosoph.*, 1804; et *Ann. de Chim.*, t. LII, LXI). MM. Vauquelin et Berzelius sont les seuls chimistes, d'ailleurs, qui s'en soient occupés. (*Annales de Chimie*, tom. LXXXVIII.)

Du Platine.

165. *Historique.* — Don Antonio de Ulloa paraît être le premier qui, en 1748, ait parlé du platine dans la relation d'un voyage qu'il fit au Pérou vers l'année 1735. A la vérité, M. Wood l'avait découvert en 1741; mais il ne publia ses observations qu'en 1749 à 1750, dans les *Transactions philosophiques*. Bientôt alors les chimistes commencèrent à en examiner les propriétés; et parmi ceux qui s'en sont occupés à diverses époques, nous devons citer surtout Lewis, Margraff, Macquer, Bergmann, Lavoisier, et enfin Proust, Necker-Saussure, Wollaston, Tennant, Descostils, Vauquelin, Fourcroy, Berzelius et Bréant : presque tous traitèrent par différens moyens la mine de platine. Descostils y découvrit l'iridium; Tennant, l'osmium; Wollaston, le rhodium et le palladium. Necker-Saussure chercha le moyen d'en extraire ce métal par des procédés commodes et sûrs; il en est de même de M. Bréant : quant aux autres, ils eurent pour objet et l'extraction du platine, et la connaissance des corps avec lesquels il est naturellement uni, ou l'analyse de plusieurs des composés dont il fait partie.

Digitized by Google

Propriétés. — Le platine est solide, presqu'aussi blanc que l'argent, très-brillant, très-ductile et très-malléable. Il se coupe avec des ciseaux et se raye même avec l'ongle. Mais la présence d'un peu de métal étranger, surtout d'iridium, d'osmium, le rend tout de suite très-dur. Sa tenacité est grande, et sa pesanteur spécifique est de 20,98 quand il n'a point été forgé.

Le Dr Wollaston est parvenu à le réduire en fils de $\frac{1}{1200}$ de millimètre de diamètre. Son procédé consiste à fixer un gros fil de platine dans l'axe d'un moule cylindrique creux que l'on remplit ensuite avec de l'argent en fusion, à tirer le lingot à la filière, et à dissoudre l'argent dans l'acide nitrique pur et étendu d'eau; le fil de platine reste au milieu de l'acide sans être attaqué.

M. Becquerel, qui s'est procuré de semblables fils par un procédé analogue, a cherché à faire aussi des fils d'acier : il a parfaitement réussi en employant le mercure comme dissolvant de l'argent : l'acide aurait dissous l'acier lui-même. (*Ann. de Chim. et de Phys.*, tom. XXII, pag. 113.)

Le platine résiste à l'action de nos plus violens feux de forge (*a*). On ne parvient à le fondre qu'au moyen d'un feu alimenté par le gaz oxigène. A cet effet, on creuse une cavité dans un charbon; on place de la poussière ou de petits grains de platine dans cette cavité; on l'enflamme, et on dirige dessus un jet de ce gaz, en comprimant une vessie qui en est pleine, et dont le robinet est adapté à un tube effilé.

(*a*) M. Boussingault, dans ces derniers temps, a trouvé en effet que le platine était infusible au plus grand feu de forge, mais seulement dans des creusets non brasqués : au milieu de la brasque, il se fond toujours. Ayant analysé le platine fondu, il y découvrit de la *silice* ou oxide de silicium, d'où il a conclu que la fusion devait être due à un peu de silicium provenant de la terre siliceuse contenue dans la brasque. (*Ann. de Chim. et de Phys.*, tom. XVI, pag. 5.)

Digitized by Google

Il n'a d'action sur le gaz oxigène et sur l'air à aucune température ; il ne s'oxide dans l'air que par une forte décharge électrique : l'oxide qui se forme est brun (71).

Il forme des alliages avec un grand nombre de métaux ; il s'unit au bore, au phosphore, au soufre, au sélénium, au chlore et à l'iode ; mais jusqu'à présent l'on a vainement essayé de le combiner avec l'hydrogène, le carbone et l'azote.

Le platine, sous différentes formes, et particulièrement à l'état spongieux, possède, comme le palladium, etc., la singulière propriété d'enflammer un mélange de gaz hydrogène et de gaz oxigène, à la température ordinaire. (*Voyez* dernier volume, art. *Additions.*)

Etat naturel. — Le platine n'existe que combiné avec le palladium, l'iridium et probablement le rhodium ; il est presque toujours en petits grains aplatis. Les deux plus gros fragmens de *mine* de platine que l'on connaisse pèsent, l'un 57gram.,831, et l'autre 1 livre 9 onces et 1 drachme : le premier a été rapporté par M. de Humboldt, et le second a été trouvé en 1814, par un esclave nègre, dans la mine d'or appelée *Condoto*, située dans la province de *Novita*, gouvernement de *Choco*.

La *mine* de platine du commerce n'est point pure ; elle est mêlée, 1°. avec l'oxide de fer uni à l'oxide de titane et à l'oxide de chrôme ; 2°. avec de petites quantités de grains d'iridium allié a l'osmium ; 3°. avec quelques petites paillettes d'or allié à l'argent ; 4°. avec des traces de cuivre et de plomb sulfurés ; 5°. avec un peu de sable, de mercure et peut-être de palladium. Le platine se trouve en paillettes ou petits grains dans les mêmes dépôts sableux que nous avons déjà fait connaître pour le diamant, et qui contiennent également de l'or. C'est du *Choco*, à la Nouvelle-Grenade, que provient la plus grande partie du platine ; il s'en rencontre aussi au Brésil, à Matto-Grosso ; à

Digitized by Google

Saint-Domingue, dans le lit de la rivière d'Yaki, au pied des montagnes de Sibao. Enfin M. Vauquelin l'a découvert dans les mines d'argent de Guadalcanal en Espagne : il y entre pour un dixième.

La purification du platine, qui était si difficile et si longue autrefois, est bien plus simple aujourd'hui (1215) : aussi, au lieu de se vendre, comme il y a quelques années, 30 francs l'once, ne se vend-il plus que 22 fr., quoique le minerai soit assez rare dans le commerce.

Usages. — Ce métal est employé pour faire des creusets, des capsules; des cornues, des tubes, propres aux opérations de chimie; l'on s'en sert aussi pour faire la lumière des canons de fusil et revêtir le fond des bassinets, et l'on commence même à en faire de grandes chaudières pour les besoins des arts. Ces sortes de vases sont précieux, parce que, indépendamment de leur infusibilité, ils sont inattaquables par la plupart des acides et des autres corps; ils le sont moins toutefois qu'on ne le croyait d'abord: les nitrates, et particulièrement ceux de potasse et de soude, ainsi que ces deux alcalis, les altèrent au degré de la chaleur rouge; la masse devient d'un brun foncé, et contient une quantité sensible d'oxide de platine. Il ne faudrait pas non plus chauffer de substances métalliques, par exemple, du plomb, du fer, ou des matières capables de laisser dégager du phosphore, dans des vases de platine : ils seraient à l'instant perforés.

De l'Or.

166. *Propriétés.* — L'or, dont l'historique et les principaux usages sont les mêmes que ceux de l'argent, est solide, jaune, très-brillant, inodore, insipide. C'est le plus ductile et le plus malléable de tous les corps; on en fait des fils très-fins, et on le réduit par le battage en feuilles de $0^{m},00009$ d'épaisseur. Sa tenacité est très-grande. Il a

Digitized by Google

peu de dureté. Sa pesanteur spécifique est de 19,257. Tillet et Mongez l'ont obtenu cristallisé en octaèdres.

L'or est moins fusible que l'argent; il ne fond qu'au-dessus de la chaleur rouge, à environ 32° du pyromètre de Wegdwood. Cependant on peut en opérer la fusion dans un fourneau à réverbère. Il n'est pas volatil à un feu de forge, et n'a aucune espèce d'action, soit à froid, soit à chaud, sur le gaz oxigène et sur l'air. On ne peut tout au plus combiner le gaz oxigène avec l'or que par une forte décharge électrique (131 *bis*) : nous disons tout au plus, car quoique l'or, dans cette expérience, perde son brillant et se transforme en une poudre purpurine qui paraît être un oxide, plusieurs chimistes ne la regardent que comme de l'or très-divisé.

Il s'unit à presque tous les métaux, au phosphore, au soufre, au chlore, à l'iode; mais il ne s'unit pas à l'hydrogène, ni au bore, ni au carbone, ni à l'azote.

Etat naturel. — L'or n'existe jamais qu'à l'état natif, ou combiné avec très-peu d'argent, de cuivre, de fer. Il est quelquefois cristallisé en cubes, en octaèdres, etc., qui forment de petits groupes dendritiques; le plus souvent il est en petites lames sur diverses gangues, en paillettes isolées ou en grains dont les plus gros portent le nom de *pepites*. Il ne forme jamais de gîtes à lui seul, et se rencontre seulement dans des filons ou des amas de diverses matières, où il est disseminé tantôt en parties visibles, tantôt en parties imperceptibles, engagées dans des sulfures d'argent, de plomb, de fer, etc. Les mines les plus renommées sont des filons de sulfure d'argent aurifères qui traversent les terrains intermédiaires et se trouvent partout exactement dans la même position : telles sont les mines du Mexique et du Pérou, celles de Hongrie et de Transylvanie. Ce métal se trouve aussi sous la forme de paillettes, dans certains sables qui sont extrêmement répandus à la

Digitized by Google

surface de la terre, et qui partout paraissent être du même âge, et appartenir à une époque de formation assez moderne. Ces sables couvrent, au Brésil, un espace immense, et l'or s'y trouve en abondance avec le platine, le diamant, etc. On les retrouve au Chili, à la Nouvelle-Grenade, et même au Mexique et au Pérou. En Europe il existe aussi beaucoup de sables aurifères, à la vérité beaucoup moins riches; et c'est probablement à ces dépôts que certains torrens, ruisseaux ou rivières arrachent les parcelles d'or qu'ils roulent. Il est probable que c'est aussi dans des sables que s'exploite l'or en Afrique, principalement dans le *Kordofan*, entre le Darfour et l'Abyssinie, dans les environs de Bambouck et au pied des montagnes d'où sortent le Sénégal, la Gambie et le Niger, etc.

Extraction.—L'or est exploité partout où il se rencontre; les sables aurifères sont traités par le lavage, et fournissent plus d'or que les mines proprement dites. Les minerais aurifères sont traités quelquefois par la fusion, mais le plus souvent par le mercure. Ce sont les mines de l'Amérique méridionale qui fournissent la plus grande partie de ce métal. On évalue leur produit annuel à 17291 kilogrammes; toute l'Europe réunie n'en fournit annuellement que 1400 kilog., dont 1250 proviennent des mines de Hongrie et de Transylvanie.

Usages.—L'or est employé, comme l'argent, pour faire des vases, des ornemens, des ustensiles, de la monnaie. C'est en le dissolvant dans un mélange d'acide nitrique et d'acide hydro-chlorique, et versant de l'hydrochlorate de protoxide d'étain dans la liqueur, que l'on obtient le *pourpre de Cassius* (1074). C'est en le dissolvant également dans ces acides et ajoutant à la dissolution du sulfate de fer, que l'on se procure l'or en poudre dont on se sert pour dorer la porcelaine. Son oxide et son hydro-chlorate sont quelquefois administrés comme anti-

Digitized by Google

syphilitiques. Il paraît que M. Chrestien les a employés avec succès dans quelques circonstances, en les mêlant, à la dose de $\frac{1}{12}$ de grain, avec quelques poudres inertes, et frottant les gencives ou la langue avec le mélange.

De l'Iridium.

167. *Propriétés.* —L'iridium, découvert par Descostils en 1803, et examiné peu de temps après par Fourcroy, Vauquelin, Tennant, est solide, presque aussi blanc que le platine, sans odeur, sans saveur. Comme on n'est point encore parvenu à l'obtenir en culot, on ne sait point s'il est cassant ou ductile. On ne sait pas non plus quelle est sa pesanteur spécifique. Il résiste à l'action de nos plus violens feux de forge. Il n'est altéré, à aucune température, ni par le gaz oxigène ni par l'air. Parmi les corps combustibles simples, il n'a été uni jusqu'à présent qu'avec le soufre et quelques métaux, le plomb, le cuivre, l'étain, l'argent.

Aucun acide n'est capable de l'attaquer; mais lorsqu'on le calcine avec de la potasse, ou de la soude, ou du nitrate de potasse dans un creuset, il s'oxide et s'unit ensuite à ces alcalis. (*Ann. de Chimie*, tom. XLVIII, XLIX, L, LII.)

Il détermine, comme le platine, le palladium, etc., la combinaison de l'oxigène et de l'hydrogène à la température ordinaire. (*Voyez* dernier vol. art. *Additions.*)

Etat naturel. —Ce métal ne se trouve naturellement que combiné avec l'osmium, et mêlé, dans cet état, avec le platine sous forme de petits grains qui ressemblent beaucoup à ce métal. Il est très-rare, sans usages, et ne s'obtient que par des moyens compliqués (1212).

Digitized by Google

LIVRE SIXIÈME.

Des Combinaisons des Corps combustibles les uns avec les autres.

Nous diviserons ce livre en trois chapitres. Dans le premier, nous traiterons des composés résultant de l'union des corps combustibles non métalliques entre eux; dans le second, nous traiterons de la combinaison des corps combustibles non métalliques avec les métaux; et dans le troisième, de la combinaison des métaux les uns avec les autres, ou des alliages.

CHAPITRE PREMIER.

DES COMBINAISONS RÉCIPROQUES DES CORPS COMBUSTIBLES NON MÉTALLIQUES.

Nous examinerons ces combinaisons dans l'ordre suivant lequel nous avons étudié les corps combustibles. Elles ne sont point, à beaucoup près, aussi nombreuses qu'elles pourraient l'être, parce que tous les corps combustibles ne se combinent pas les uns avec les autres. La plupart d'entre elles sont binaires, quelques-unes seulement sont ternaires.

ARTICLE PREMIER.

Des Combinaisons de l'hydrogène avec les corps combustibles simples non métalliques.

168. L'hydrogène peut se combiner, 1°. avec chacun de ces corps, moins le bore; 2°. avec le carbone et l'azote, de manière à former un acide particulier que nous appellerons *acide hydro-cyanique*.

Digitized by Google

Outre ces composés, il en est encore d'autres dont l'hydrogène fait partie : ce sont les hydro-chlorate, hydriodate, hydro-sulfate, hydro-séléniate, et hydrocyanate d'ammoniaque, ou les combinaisons de l'hydrogène chloré, de l'hydrogène iodé, de l'hydrogène sulfuré, de l'hydrogène sélénié, de l'hydrazote carboné avec l'hydrogène azoté.

De la Combinaison de l'Hydrogène avec le Carbone.

169. L'hydrogène s'unit au carbone dans une foule de circonstances, de manière à donner lieu à du gaz hydrogène carboné. En effet, ce gaz est l'un des produits constans de la digestion; la vase des marais en contient toujours; souvent il se rencontre au sein des houillères; il s'en forme toutes les fois que les matières végétales et animales, abandonnées à elles-mêmes, éprouvent la décomposition putride; il s'en forme surtout lorsqu'on distille ces sortes de matières, et qu'elles sont de nature grasse, témoin l'éclairage par la houille; enfin l'on ne saurait, pour ainsi dire, faire d'expériences sur les matières organisées sans qu'il n'en résulte plus ou moins d'hydrogène carboné.

Ce gaz n'est pas toujours identique : tous les chimistes sont d'accord à cet égard; mais ils ne le sont point sur le nombre de ses variétés. D'après M. Brande, il n'en existe qu'un seul; d'après MM. Henry et Dalton, il en existe deux ou trois; et d'après M. Berthollet, un beaucoup plus grand nombre. L'opinion de MM. Henry et Dalton nous paraît la plus probable.

Quoi qu'il en soit, si nous remarquons, 1°. que le charbon ordinaire contient toujours de l'hydrogène en véritable combinaison et à l'état solide; 2°. que, d'après les expériences de M. Théodore de Saussure, l'huile de naphte et l'huile concrète de rose ne paraissent être formées

Digitized by Google

que d'hydrogène et de carbone; 3°. que telle est également la composition de l'huile essentielle de térébenthine, d'après M. Labillardière, il en résultera que l'hydrogène pourra s'unir au carbone, de manière à produire des composés solides, liquides et gazeux. Nous ne dirons rien des premiers, si ce n'est que le charbon hydrogéné, ou le charbon ordinaire, contient peut-être un peu d'oxigène; que c'est à l'hydrogène qu'il doit la propriété de brûler avec flamme, et qu'il est mauvais conducteur de l'électricité (tom. 1, p. 197). Nous ne traiterons des seconds que dans l'histoire des substances végétales. Nous n'avons donc à examiner maintenant que ceux qui sont gazeux. Commençons par l'étude de l'hydrogène deuto ou bi-carboné, parce que c'est celui que nous connaissons le mieux, et que la connaissance de ses propriétés jette beaucoup de jour sur celle des autres espèces.

De l'Hydrogène deuto ou bi-carboné.

170. *Propriétés.* — L'hydrogène deuto-carboné est gazeux, sans couleur, insipide. Il éteint les corps en combustion. Son odeur est un peu empyreumatique. Plusieurs chimistes en ont déterminé la densité : M. Th. de Saussure l'a trouvée de 0,9852; M. Henry, de 0,967; et M. Thomson, de 0,9745; le calcul l'établit à 0,9816 (113).

Ce gaz est susceptible de décomposition par la chaleur, en donnant lieu, suivant Berthollet, aux divers phénomènes que nous allons rapporter.

Si on l'expose à la chaleur rouge-cerise, il laisse déposer une partie du carbone qu'il contient, et double à-peu-près de volume. Si on l'expose à une chaleur progressivement plus élevée que le rouge-cerise, il laisse déposer des quantités de carbone de plus en plus grandes, et prend un volume de plus en plus considérable; enfin, si on l'expose à la plus forte chaleur que l'on puisse produire dans un

Digitized by Google

fourneau de forge, il laisse déposer presque tout son carbone, prend un volume plus de trois fois aussi grand que celui qu'il avait d'abord, et par conséquent plus de moitié plus grand que ne l'est celui de l'hydrogène qui entre dans sa composition (171); résultats dont le savant chimiste que nous venons de citer conclut que l'hydrogène et le carbone peuvent se combiner en un grand nombre de proportions (*a*). Cette grande augmentation de volume ne pourrait-elle pas être attribuée à un peu d'eau provenant des bouchons et des luts?

Le fluide électrique décompose complétement l'hydrogène deuto-carboné, d'après MM. Dalton et Henry. En effet, en faisant passer une grande quantité d'étincelles à travers une petite quantité de ce gaz, ils ont trouvé qu'il doublait sensiblement de volume, que le nouveau gaz n'était que de l'hydrogène pur et que tout le charbon

---

(*a*) Pour répéter cette expérience, il faut se servir de l'appareil que Berthollet lui-même a employé, parce qu'on peut essayer les gaz à toutes les époques de l'opération. En voici la description (*voy.* pl. XXVI):

A, *A'*, *B*, *B'*, vases en bois ou en métal, munis de robinets *V*, *V'*, *K*, *K'*.

S, *S'*, petits tubes adaptés aux robinets *V*, *V'* et se rendant au fond des vases *B*, *B'*.

C, *C'*, cloches portant des robinets *T*, *T'*, et plongeant dans les vases *B*, *B'*.

D, *D'*, supports en bois soutenant les cloches *C*, *C'*.

E, *E'*, petits tubes en verre unissant les cloches *C*, *C'* avec les tubes *F*, *F'* qui contiennent du chlorure de calcium bien desséché, et destiné à absorber l'eau hygrométrique des gaz.

G, *G'*, autres tubes en verre, établissant une communication entre les tubes *F*, *F'*, et le tube de porcelaine *H*, *H*, qui traverse un fourneau.

J, petit tube recourbé, soudé au tube *E'*, et plongeant dans une petite capsule *Z*.

L'appareil étant ainsi disposé, on ouvre les robinets *T*, *T'*, et on enlève la capsule *Z*, dans laquelle plonge le tube *J*. On remplit les vases *B*, *B'* d'eau jusqu'au sommet des cloches : par ce moyen, l'air qu'elles contiennent sortant par le tube *J*, elles se trouvent bientôt elles-mêmes remplies

Digitized by Google

se déposait sur les parois des vases. (*Philosoph. chim.* de Dalton, 2e partie, p. 441.)

Le gaz hydrogène deuto-carboné n'est décomposé, à la température de l'atmosphère, ni par le gaz oxigène ni par l'air; il l'est, au contraire, par l'un et l'autre à une température élevée; mais la combustion n'est complète qu'autant que l'oxigène est très-prédominant. Dans tous les cas, il se forme de l'eau et du gaz acide carbonique, et il y a dégagement de calorique et de lumière. Plongez une bougie allumée dans une éprouvette remplie de gaz hydrogène carboné, à l'instant même il prendra feu et brûlera avec une flamme blanche et comme fuligineuse. Remplissez un petit flacon d'un mélange de 1 partie d'hydrogène carboné et de 4 parties d'oxigène; enveloppez-le d'une serviette et approchez le goulot d'une bougie allumée, il se produira tout-à-coup une violente détonation. Le mélange détonerait encore quand bien

---

d'eau. On ferme alors les robinets *T*, *T'*, et l'on fait plonger le tube *J* dans la capsule *Z*; puis on fait arriver le gaz hydrogène deuto-carboné sous la cloche *C*. L'on fait en même temps écouler une partie de l'eau du vase *B* par le robinet *K*, de manière que l'eau de ce vase et celle de l'intérieur de la cloche *C* soient toujours à-peu-près au même niveau. Quand la cloche *C* est pleine de gaz, à 7 ou 8 centimètres près, on ouvre les robinets *T*, *T'* et le robinet *V*. L'eau fournie par ce dernier chasse le gaz contenu dans la cloche *C*; et ce gaz, en traversant tout l'appareil, se rend dans la cloche *C'*. A mesure qu'il y arrive, on ouvre le robinet *K'* pour faire écouler une partie convenable de l'eau contenue dans le vase *B'*. Lorsque tout le gaz sur lequel on opère est passé dans la cloche *C'* et que la cloche *C* se trouve de nouveau pleine d'eau, on ramène le gaz dans cette cloche *C*, en ouvrant les robinets *V'* et *K* et fermant les robinets *V* et *K'*, pour remplir à son tour le vase *B'*, et vider convenablement le vase *B*. On peut ainsi faire passer le gaz hydrogène deuto-carboné à travers le tube incandescent autant de fois qu'on le voudra, et se procurer du gaz aux diverses époques de l'opération, en fermant le robinet de la cloche où il se rend; car en continuant de le chasser de la cloche opposée par la pression de l'eau, il sortira nécessairement par le tube *J*, et pourra être recueilli à l'ordinaire dans une éprouvette. (*Voyez* les tom. II et III des *Mémoires d'Arcueil*.)

Digitized by Google

même il contiendrait beaucoup moins d'oxigène ; mais alors tout le carbone ne serait pas brûlé : si l'on voulait recueillir les produits, l'expérience devrait être faite dans l'eudiomètre à mercure.

Quoique le gaz hydrogène carboné brûle facilement, il est impossible de l'enflammer à travers une toile métallique avec une bougie (84).

L'eau en dissout une très-petite quantité.

Parmi tous les corps combustibles non métalliques, il n'en est que trois, le soufre, l'iode et le chlore, dont l'action sur l'hydrogène deuto-carboné ait été bien étudiée. Le soufre en précipite le charbon à la chaleur de la lampe, s'unit à l'hydrogène, et forme du gaz hydrogène sulfuré. L'iode produit un composé cristallin qui paraît être un hydriodure de carbone, et que nous ne ferons connaître qu'en parlant de l'acide hydriodique (446). Le chlore a trois manières d'agir : lorsqu'on plonge une bougie allumée dans un mélange de 2 volumes de chlore et de 1 volume d'hydrogène deuto-carboné, ou qu'on l'expose à l'action directe des rayons solaires, il s'enflamme tout-à-coup, et détone en donnant lieu à des vapeurs piquantes de gaz acide hydro-chlorique et à un dépôt de charbon. Mais lorsque ce mélange est exposé à la lumière diffuse ou placé dans l'obscurité, à la température ordinaire, l'hydrogène carboné se combine avec une certaine quantité de chlore, et de là résulte un liquide qui se dépose sur les parois des vases, liquide que les chimistes hollandais ont observé les premiers, et que nous connaîtrons sous le nom d'*hydro-carbure de chlore*. Il est un moyen bien simple de rendre très-sensible ce phénomène : c'est d'introduire successivement, dans une cloche pleine d'eau, l'hydrogène deuto-carboné et le chlore : bientôt l'eau remontera très-visiblement, et l'hydro-carbure apparaîtra à sa surface ou adhérera

Digitized by Google

aux parois de la cloche sous forme de gouttes qui auront l'aspect de l'huile. La troisième manière d'agir du chlore a lieu lorsqu'il est en très-grand excès et soumis à l'influence solaire : alors il se produit du gaz hydro-chlorique, et du chlorure de carbone (181 *bis*).

Pour se procurer une assez grande quantité d'hydrocarbure, le meilleur procédé est de faire rendre dans un grand ballon, d'une part, un courant de gaz hydrogène deuto-carboné, et de l'autre un courant de chlore. Si le chlore est, en volume, le double de l'autre gaz, le liquide sera très-acide, et répandra des fumées blanches dues à de l'acide hydro-chlorique qui se formera. Il ne le sera jamais dans le cas contraire; mais alors une portion de l'hydrogène deuto-carboné restera libre. Enfin, si l'on fait arriver les gaz lentement et en volumes égaux dans le ballon, ils s'uniront et se convertiront presqu'entièrement en liquide oléagineux, sans donner lieu à d'autres produits, soit solides, soit gazeux. D'ailleurs, il faudra toujours, pour obtenir ce liquide pur, le laver avec une petite quantité d'eau, afin de le priver de l'acide libre ou de la matière colorante qu'il pourrait contenir.

L'hydro-carbure de chlore ainsi obtenu est incolore, sucré, sans action sur la teinture de tournesol, d'une odeur agréable et analogue à celle de l'éther. Sa pesanteur spécifique est de 1,22; celle de sa vapeur, de 3,4484; sa force élastique, à 9°,3, de 0^{m},6265, et son point d'ébullition à 66°,74.

Soumis à l'action du feu, dans une petite cornue, il bout d'abord et se colore ensuite d'une manière très-sensible. Versé dans une cuiller d'argent un peu chaude, il prend feu à l'approche d'un corps en combustion, donne lieu à une flamme verte et à des fumées épaisses, piquantes, acides, chargées d'une grande quantité de noir de fumée, d'où l'on peut conclure qu'alors l'hydrogène et

Digitized by Google

le chlore s'unissent et que le carbone est mis en liberté. Tels sont aussi les résultats qu'il présente en le faisant passer à travers un tube incandescent : seulement il se dégage de plus une certaine quantité de gaz inflammable. Le chlore le rend acide et donne lieu à du chlorure de carbone (181 *bis*). La potasse, la soude et l'ammoniaque n'ont qu'une faible action sur lui à la température ordinaire. Son analyse n'a point encore été faite d'une manière directe ; mais si l'on considère que la densité de sa vapeur est égale à celle du chlore, plus celle de l'hydrogène deuto-carboné, il devien dra très-probable qu'il est formé de parties égales en volume de chlore et d'hydrogène deuto-carboné. (Robiquet et Colin, *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. I et II.)

Outre la combinaison dont nous venons de parler entre le chlore et l'hydrogène deuto-carboné, il en existe une autre contenant deux fois autant d'hydrogène carboné que la précédente ; mais comme celle-ci ne s'obtient pas directement et qu'elle ne se forme bien que par l'action du chlore sur l'alcool, nous en remettrons l'étude à l'époque où nous traiterons de celui-ci (1577).

Etat naturel, Préparation. — Le gaz hydrogène deuto-carboné n'existe point dans la nature ; il s'obtient en soumettant à l'action d'une douce chaleur un mélange d'une partie en poids d'alcool, et de quatre parties d'acide sulfurique concentré ; on met le mélange dans une cornue de verre ; on adapte au col de cette cornue un tube qui s'engage sous des flacons pleins d'eau ; on chauffe peu à peu la cornue ; l'alcool se décompose, et l'hydrogène deuto-carboné, l'un des produits de cette décomposition, se dégage. Il se forme en outre un dépôt de charbon, du gaz sulfureux et du gaz carbonique : de là même la nécessité d'agiter l'hydrogène carboné avec une faible dissolution de potasse ou de soude caustique, afin d'être certain de sa pureté. Que se passe-t-il dans cette opération ? Re-

Digitized by Google

marquons que la composition de l'alcool peut être représentée par les élémens de 100 parties d'hydrogène carboné et de 63pert.;58 d'eau : conséquemment, au moyen d'un corps qui a beaucoup d'affinité pour l'eau, l'on conçoit qu'il doit être possible de transformer l'alcool en eau et en hydrogène carboné. Or, telle est précisément la manière dont agit d'abord l'acide sulfurique, et tels sont aussi les résultats auxquels il donne lieu : ce n'est qu'au bout d'un certain temps que le charbon apparaît, et que les gaz sulfureux et carbonique prennent naissance; ils sont évidemment dus à la décomposition d'une partie de l'acide sulfurique par l'hydrogène et le carbone de l'alcool.

171. *Composition.* — C'est en brûlant l'hydrogène deuto-carboné dans l'eudiomètre à mercure que l'on détermine la proportion de ses principes constituans. L'eudiomètre étant préparé, l'on y fait passer 1 volume d'hydrogène carboné et 5 volumes d'oxigène ; l'on enflamme ensuite le mélange par l'étincelle électrique pour le convertir en eau qui se condense, et en gaz carbonique qui reste mêlé avec l'excès d'oxigène; après quoi, mesurant le résidu et l'agitant avec une dissolution de potasse caustique, l'on absorbe le gaz carbonique, de sorte que le nouveau reste de gaz n'est plus que l'oxigène excédant.

Supposons que l'opération se fasse sur 1 volume d'hydrogène carboné, l'on obtiendra 2 volumes de gaz carbonique et un résidu de 2 volumes d'oxigène : il y aura donc 3 volumes d'oxigène absorbé. Mais le gaz carbonique contient un volume d'oxigène égal au sien : par conséquent, sur les 3 volumes d'oxigène absorbé, 1 le sera par l'hydrogène et 2 par le carbone. Or, 2 volumes de gaz carbonique contiennent 2 volumes de vapeur de carbone; 1 volume d'oxigène représente 2 volumes d'hydrogène; il suit donc de là que 1 volume d'hy-

Digitized by Google

drogène deuto-carboné doit être composé de 2 volumes de gaz hydrogène et de 2 volumes de vapeur de carbone, condensés en un seul. En effet, si l'on ajoute le double de la densité du gaz hydrogène au double de celle de la vapeur de carbone, c'est-à-dire, 0,1376 à 0,844, l'on obtiendra 0,9816, qui exprime la densité exacte du gaz hydrogène deuto-carboné.

Historique. — Le gaz hydrogène deuto-carboné fut observé pour la première fois par les chimistes hollandais, qui crurent devoir le désigner sous le nom de *gaz oléfiant,* parce qu'il forme, en réagissant sur le chlore, une matière d'apparence huileuse. Leur Mémoire date de 1796 (*a*); l'on y trouve un grand nombre d'expériences qui depuis ont été répétées par divers chimistes, et auxquelles MM. Henry (*b*), Dalton (*c*), Berthollet (*d*), Thomson (*e*), Th. de Saussure (*f*), Robiquet et Colin (*g*), Brande (*h*) ont beaucoup ajouté.

Usages. — L'on se sert avantageusement en Angleterre, pour l'éclairage, des gaz qui proviennent de la houille en distillation, et de l'huile soumise à une température rouge, procédé qui commence aussi à être exécuté en France, où l'ingénieur Lebon le découvrit il y a environ vingt-deux ans.

Les gaz obtenus de cette manière sont des mélanges, en proportions diverses, d'hydrogène plus ou moins carboné,

---

(*a*) *Journal de Physique*, tom. XLVI, pag. 178. — *Annales de Chimie*, tom. XXI.

(*b*) *Bibliothèque Britannique*, tom. XLI, pag. 324. — *Traité de Chimie.* — *Ann. de Chim. et de Phys.*, tom. XVIII, pag. 72.

(*c*) *Philosophie Chim.*, tom. II, pag. 437.

(*d*) *Mémoires d'Arcueil*, tom. I et II.

(*e*) *Traité de Chimie.*

(*f*) *Annales de Chimie*, tom. LXXVIII.

(*g*) *Annales de Chimie et Physique*, tom. I et II.

(*h*) *Idem*, tom. XVIII, pag. 66, et tom. XIX, pag. 196.

Digitized by Google

d'hydrogène, d'oxide de carbone. Ceux de la houille contiennent en outre du gaz azote et des gaz carbonique et hydrogène sulfuré, qu'on sépare avec soin. Ceux de l'huile semblent renfermer un nouveau gaz qui, en raison de sa nature, prendra le nom d'*hydrogène quadri-carboné*. (*Voy*. plus loin pag. 398.) La densité des gaz retirés de la houille est très-variable : recueillis au commencement de la distillation, ils pèsent environ 0,650 ; recueillis à la fin, ils ne pèsent plus que 0,345 : c'est qu'alors ils contiennent beaucoup plus d'hydrogène et moins d'hydrogène deuto-carboné : aussi sont-ils moins propres à l'éclairage. (Dr. Henry, *Annales de Chimie et de Physique*, t. XVIII, p. 81.)

De l'Hydrogène proto-carboné, ou gaz inflammable des marais.

171 *bis*. L'on trouve dans la vase des marais et de toutes les eaux stagnantes ou dont le cours est lent, un gaz qui, de temps à autre, vient crever sous la forme de bulles, à la surface du liquide, et qui provient évidemment de la décomposition que les matières organiques éprouvent surtout en été. Pour l'obtenir, il suffit d'agiter la vase et de disposer au-dessus de celle-ci, au moment de l'agitation, des flacons pleins d'eau, renversés et munis de larges entonnoirs.

Lorsqu'on l'analyse, on voit qu'il n'est formé, pour ainsi dire, que d'hydrogène carboné; qu'il contient seulement un peu de gaz carbonique, d'azote et quelquefois d'oxigène; qu'on en sépare aisément l'oxigène par le phosphore à la température ordinaire, et l'acide carbonique par la potasse (125 *bis* et 107); qu'abstraction faite de ces trois derniers gaz, il absorbe en brûlant deux fois son volume d'oxigène, et produit un volume d'acide carbo-

Digitized by Google

nique égal au sien, résultat qui démontre que l'espèce de gaz hydrogène carboné qui le constitue presqu'entièrement est composé de 2 volumes d'hydrogène et d'un volume de vapeur de carbone, condensés en un seul, c'est-à-dire, d'autant d'hydrogène et de moitié moins de carbone que l'hydrogène deuto-carboné.

Telle est également la nature du gaz inflammable des mines de houille, gaz qui, avant la découverte de la lampe de sûreté de M. Davy, rendait si dangereuse l'exploitation de quelques-unes d'entre elles.

Le gaz hydrogène deuto-carboné abandonnant une partie de son charbon à une température qui est à peine plus élevée que celle du rouge naissant, il semble qu'en employant un degré de chaleur convenable on devrait convertir ce gaz en gaz hydrogène proto-carboné; cependant c'est ce qui n'a pas lieu : le gaz que l'on obtient ainsi paraît être un mélange de gaz hydrogène proto-carboné et de gaz hydrogène, ou de ces deux gaz et de gaz hydrogène deuto-carboné non décomposé. Il est très-difficile, pour ne ne pas dire plus, d'opérer l'entière précipitation du charbon.

Puisqu'on ne peut obtenir ce gaz en décomposant l'hydrogène deuto-carboné par la chaleur, à plus forte raison ne le peut-on pas en distillant les matières végétales; les gaz qu'elles fournissent, en effet, sont des mélanges d'hydrogène plus ou moins carboné, d'hydrogène, de gaz acide carbonique, d'oxide de carbone, en raison de la nature de ces substances et de la température à laquelle on opère.

Comment donc se le procurer dans son plus grand état de pureté? Tous les procédés employés jusqu'ici pour cela ont été sans succès.

Rien ne s'oppose toutefois à ce qu'on en décrive les propriétés, parce que la petite quantité d'azote avec la-

Digitized by Google

quelle il reste mêlé, après le traitement du gaz des marais par le phosphore et la potasse, ne change pas d'une manière sensible son action sur les corp

Il est insipide, inodore, sans couleur, insoluble ou presqu'insoluble dans l'eau ; sa densité doit être de 0,5596, ou de deux fois celle de l'hydrogène, plus une fois celle de la vapeur de carbone. Tel qu'on le trouve dans les marais, il pèse 0,584, nombre qui se réduit à 0,556 en tenant compte des matières étrangères (Dr Henry).

Mêlé à l'oxigène ou à l'air en proportions convenables, il prend feu sur-le-champ et détone par l'étincelle électrique. Pour un volume de gaz combustible, il faut employer un peu plus de 1 volume et tout au plus 2 volumes un quart de gaz oxigène : hors de ces limites, la combustion n'a pas lieu.

Lorsqu'on allume avec une bougie un jet de ce gaz dans l'air, il y brûle avec une flamme jaunâtre.

Le chlore en opère tout-à-coup la décomposition au rouge obscur ; il s'empare de l'hydrogène et précipite le charbon. Son action est toute autre à la température ordinaire lorsque les gaz sont secs ; elle est nulle dans l'obscurité et même sous l'influence de la lumière diffuse ou directe ; elle est nulle également dans l'obscurité lorsque les gaz sont humides. Mais lorsqu'étant humides ils sont exposés à la lumière directe ou indirecte, des phénomènes tout particuliers se produisent : si le mélange se compose de 1 volume d'hydrogène proto-carboné, et d'un peu plus de 4 volumes de chlore, il en résultera peu à peu du gaz hydro-chlorique et 1 volume de gaz carbonique ; si la quantité de gaz inflammable restant la même, celle de chlore est un peu diminuée, tout l'hydrogène carboné ne sera pas détruit, et outre de l'acide hydro-chlorique et de l'acide carbonique, il se formera du gaz oxide de carbone. Le Dr Henry, à qui ces observations sont dues, fait remarquer qu'il est

Digitized by Google

évident que le chlore, pour produire de tels résultats, agit et sur l'hydrogène de l'eau et sur celui du gaz carboné. En effet, considérons le premier cas dans lequel il se produit 1 volume de gaz carbonique : ce dernier gaz ne peut provenir que de la combinaison de l'oxigène de l'eau avec le carbone de l'hydrogène proto-carboné; comme on ne trouve point d'hydrogène libre, il faut bien que l'hydrogène de l'eau et celui du gaz combustible s'unissent au chlore, et c'est de là que résulte l'acide hydrochlorique. Mais l'hydrogène abandonné par l'eau est égal à deux volumes; il en est de même de celui de l'hydrogène carboné. Or, 4 volumes d'hydrogène absorbent 4 volumes de chlore; il se formera donc 8 volumes de gaz hydro-chlorique. Si la quantité de chlore était moins grande, il y aurait moins d'eau décomposée, et dès-lors production d'oxide de carbone, etc. (*Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XVIII, p. 75.)

État naturel. — Le gaz hydrogène carboné qui se dégage journellement des marais et de certaines mines de houille, dont il remplit les galeries, joue encore un plus grand rôle dans la nature : c'est lui qui donne lieu aux feux naturels que l'on connaît en Italie sur la pente septentrionale des Apennins, à *Velleja*, *Pietra-Mala*, *Barigazzo*, etc., et qui existent dans un très-grand nombre d'autres lieux. Partout, les derniers dépôts qu'il traverse pour arriver dans l'air appartiennent à une formation assez moderne; mais on ignore de quelle profondeur il vient et par conséquent dans quelle espèce de terrain il prend son origine. Souvent il se dégage avec une grande quantité de matière boueuse, délayée par l'eau, et presque toujours imprégnée de sel commun; ce qui a fait donner à ces sources le nom de *salzes*. On les connaît aussi sous le nom de *volcans vaseux*; et dans un grand nombre de lieux les matières terreuses ont formé des mon-

Digitized by Google

ticules coniques très-considérables : telle est, par exemple, la *salze* de Macaluba en Sicile.

Ces feux naturels, produits par l'hydrogène carboné, sont partout mis à profit pour cuire de la chaux, des poteries, etc., etc.

Du Gaz hydrogène quadri-carboné ou sur-carboné.

172. Il paraît que M. Dalton vient de découvrir un nouveau gaz hydrogène carboné dans le gaz provenant de la décomposition de l'huile par le feu, et qu'on emploie pour l'éclairage au lieu de celui qu'on retire de la houille. Ce gaz contiendrait deux fois autant de carbone que le gaz hydrogène bi ou deuto-carboné, pour la même quantité d'hydrogène ; il serait donc quadri-carboné. (*Ann. de Chimie et de Physique*, t. XXIII, p. 410.) Déjà ce gaz avait été signalé par le Dr Henry. (*Annales de Chimie et de Physique*, t. XVIII, p. 87.) Ses propriétés ne nous sont pas encore connues.

De la Combinaison du Gaz hydrogène avec le Phosphore.

173. Jusqu'à présent, l'on ne connaît au plus que deux espèces d'hydrogène phosphoré : nous les désignerons sous les noms d'*hydrogène per-phosphoré* et d'*hydrogène proto-phosphoré*.

De l'Hydrogène per-phosphoré.

174. L'hydrogène per-phosphoré, découvert par M. Gengembre en 1783, fut ensuite examiné successivement par Kirwan en 1786, par M. Raymond en 1791 et 1799, par M. Dalton en 1810 et 1818, et surtout par M. Thomson en 1816 (*Annales de Chimie et de Physique*, tom. II, pag. 297) : c'est la dissertation de ce dernier chimiste

Digitized by Google

qui nous servira de guide dans ce que nous allons dire.

Propriétés. — L'hydrogène per-phosphoré est gazeux, sans couleur. Son odeur est très-forte, analogue à celle de l'ail, de l'ognon; sa saveur est amère, et sa pesanteur spécifique de 0,9022, d'après M. Thomson.

Nombre de corps sont capables de l'altérer.

En l'exposant à une haute température, il s'en dépose instantanément du phosphore.

Que l'on fasse passer des étincelles électriques à travers ce gaz pendant quelque temps, le phosphore se précipitera également, et l'hydrogène devenu libre occupera le même volume que combiné.

Qu'on le chauffe avec le soufre dans un vase quelconque bien sec, il se formera du sulfure de phosphore et du gaz hydrogène sulfuré égal en volume au gaz hydrogène per-phosphoré lui-même.

Que l'on mette de l'iode dans un tube bien sec, et qu'après avoir chassé l'air du tube on le remplisse de gaz hydrogène phosphoré, l'on obtiendra de l'iodure de phosphore et du gaz hydrogène; le volume de celui-ci sera encore le même que celui du gaz phosphoré.

Le chlore agit aussi avec beaucoup de force sur l'hydrogène per-phosphoré. A peine une bulle de l'un de ces gaz arrive-t-elle dans un vase où se trouve l'autre, qu'il y a inflammation et production d'[illegible]le hydro-chlorique, et en même temps de phosphure de chlore, surtout si celui-ci est en excès. Le mélange disparaît complétement lorsqu'il se compose de trois volumes de chlore, d'un volume d'hydrogène phosphoré, et que l'expérience se fait sur l'eau.

Plusieurs métaux ont également la propriété de décomposer l'hydrogène phosphoré : tels sont particulièrement le potassium et le sodium. Introduisez ce gaz dans une cloche courbe et pleine de mercure; portez ensuite avec une tige de fer, jusque dans la partie courbe de la cloche,

Digitized by Google

un peu de potassium, puis fondez-le avec la lampe à esprit-de-vin, bientôt l'hydrogène sera mis en liberté, et le phosphore, en s'unissant au métal, formera un phosphure de couleur chocolat. Il est probable que la plupart des autres métaux se comporteraient de la même manière avec l'hydrogène phosphoré, à une température suffisamment élevée.

Mais de tous les corps, ceux qui nous présentent les phénomènes les plus remarquables avec l'hydrogène per-phosphoré, sont l'oxigène et l'air. Lorsqu'on fait passer du gaz oxigène dans un tube très-étroit qui contient de l'hydrogène phosphoré, tout-à-coup des vapeurs blanches apparaissent sans aucun dégagement de lumière; le phosphore s'acidifie et se dépose; l'hydrogène, au contraire, reste libre. Mais lorsque le mélange se fait dans de larges tubes, il en résulte tout-à-coup aussi des vapeurs blanches, et de plus une combustion extrêmement vive, de l'eau et de l'acide phosphorique. Pourquoi cette différence d'action? C'est que, dans le premier cas, les parois très-rapprochées du vase enlèvent la chaleur à mesure qu'elle se produit, et qu'elle n'est jamais assez forte pour permettre à l'hydrogène de brûler, au lieu qu'il n'en est pas de même dans le second : aussi l'absorption de l'oxigène est-elle, dans celui-ci, d'une fois et demie le volume de l'hydrogène phosphoré, tandis que, dans l'autre, ce dernier gaz n'absorbe qu'un volume égal au sien d'oxigène: l'air produit des effets analogues.

L'inflammation spontanée de l'hydrogène per-phosphoré dans l'oxigène ou dans l'air, telle que nous venons de la décrire, excite toujours la curiosité de ceux qui sont témoins de l'expérience pour la première fois; néanmoins on peut la rendre plus curieuse et plus piquante encore : il suffit pour cela de plonger le goulot d'un flacon plein de ce gaz combustible dans l'eau, de le déboucher, de l'in-

Digitized by Google

cliner, et de faire passer peu à peu le gaz dans l'atmosphère même; alors chaque bulle en s'enflammant donne naissance à une vapeur d'eau et d'acide, qui s'élève sous forme de cercles ou de couronnes, lesquelles vont en grandissant, pourvu que l'atmosphère soit tranquille. Pour que cette inflammation ait lieu, il faut que le gaz soit pur; s'il contenait une certaine quantité d'hydrogène ou d'azote, il ne s'enflammerait que par le contact d'un corps en combustion.

L'eau ne dissout qu'une très-petite quantité d'hydrogène per-phosphoré, environ le quarantième de son volume, à la température de 10°, d'après MM. Henry et Davy. La dissolution a une couleur jaune, une saveur amère, une odeur semblable à celle du gaz lui-même; celui-ci s'en dégage tout entier au degré de l'ébullition.

Etat naturel. —On prétend que le gaz hydrogène per-phosphoré se forme quelquefois dans des lieux où l'on a enfoui des matières animales, et que, conduit par les fissures du terrain dans l'atmosphère, il s'y enflamme. On explique ainsi les feux follets, qui s'observent particulièrement dans les cimetières humides. Cette opinion ne doit pas paraître extraordinaire, surtout quand on considère que le phosphore et l'hydrogène étant deux des principes constituans de la matière cérébrale (1963), peuvent s'unir au moment où cette matière subit la décomposition putride.

175. *Préparation.* — Le gaz hydrogène per-phosphoré s'obtient en soumettant à l'action de la chaleur un mélange de chaux, d'eau et de phosphore. On commence par réduire la chaux en poudre en l'humectant tant soit peu; ensuite on y ajoute assez d'eau pour en former une bouillie; on mêle cette bouillie avec la dixième ou douzième partie de son poids de phosphore coupé sous l'eau en tout petits morceaux; on introduit le mélange dans une fiole

Digitized by Google

ordinaire, à laquelle on adapte, par le moyen d'un bouchon, un tube propre à recueillir les gaz; on chauffe peu à peu la fiole, en l'entourant de quelques charbons, et bientôt le gaz hydrogène per-phosphoré se produit. Ce gaz décompose d'abord l'air de la fiole en donnant lieu à des jets de lumière; puis il en chasse le gaz azote, arrive à l'extrémité du tube et s'enflamme : alors on engage le tube sous un flacon plein d'eau ou plutôt plein de mercure, parce que l'eau, à moins qu'on ne l'ait fait bouillir, contient toujours de l'air qui opère la décomposition d'une certaine quantité de gaz (pl. xx, fig. 2). Seulement, de temps en temps, il est nécessaire de retirer le tube de dessous le flacon, afin de s'assurer si le gaz est toujours spontanément inflammable; lorsqu'il cesse de l'être, ce qui arrive souvent à la fin de l'opération, surtout en élevant la température, il faut le recueillir dans des vases séparés : ce n'est plus que de l'hydrogène proto-phosphoré, ou du moins il en contient beaucoup.

Il est facile de concevoir ce qui se passe dans cette expérience : on obtient d'une part du gaz hydrogène per-phosphoré qui se dégage, et de l'autre de l'hypo-phosphite de chaux avec excès de chaux qui reste dans la fiole : or, l'hydrogène du gaz hydrogène per-phosphoré ne peut provenir que de l'eau, puisqu'elle seule en contient; l'eau est donc décomposée, et l'on voit évidemment que, tandis que son hydrogène se combine avec une portion de phosphore pour former l'hydrogène per-phosphoré, son oxigène se combine avec une autre portion de phosphore et de la chaux pour former l'hypo-phosphite calcaire.

C'est par ce procédé que le gaz hydrogène per-phosphoré a été obtenu jusque dans ces derniers temps. M. Thomson propose d'y substituer le suivant, qui me paraît préférable. Prenez, dit-il, une petite cornue tubulée, capable de contenir environ douze pouces cubiques; remplissez-la jusqu'à

Digitized by Google

la tubulure avec un mélange d'une partie d'acide hydrochlorique commun et de trois parties d'eau privée d'air par l'ébullition; jetez dans le liquide, aussi promptement que vous pourrez, environ une demi-once de phosphure de chaux en morceaux; achevez de remplir la cornue avec de l'eau qui a récemment bouilli; adaptez-y un tube plein de la même eau, et que vous engagerez sous des flacons qui en seront également remplis; chauffez alors modérément le mélange de phosphure et d'acide, et le gaz hydrogène phosphoré s'en dégagera rapidement. Une demi-once de bon phosphure de chaux fournira soixante-dix pouces cubes de gaz hydrogène phosphoré pur.

Outre l'hydrogène phosphoré et l'un des acides du phosphore, il se forme dans cette opération de l'hydro-chlorate de chaux : la formation de celui-ci est évidente; quant à celle des deux autres produits, elle se conçoit en admettant que l'eau se décompose, comme nous l'avons dit dans l'expérience qui précède.

Composition. — Il suit des résultats que nous avons cités, d'après M. Thomson, en parlant de l'action de l'électricité, du soufre, de l'iode, de l'oxigène, sur l'hydrogène phosphoré, que ce gaz doit contenir un volume d'hydrogène égal au sien. Or, comme l'on connaît la densité de ces deux derniers gaz, il est donc facile d'en conclure la composition de l'hydrogène phosphoré. Cependant je me rappelle que M. Gay-Lussac et moi, ayant eu occasion de traiter le gaz hydrogène phosphoré par le potassium, nous avons obtenu, à peu de chose près, un volume et demi de gaz hydrogène. D'où vient cette différence? Serait-elle due à ce que les gaz n'ont pas été préparés de la même manière? Mais tous deux étaient spontanément inflammables.

Usages. — Jusqu'ici l'hydrogène phosphoré est sans usages.

Digitized by Google

Du Gaz hydrogène proto-phosphoré.

Nous regardons comme tel une sorte d'hydrogène phosphoré qui n'est point inflammable par le contact de l'air à la température ordinaire (*Recherches physico-chimiques.*)

176. *Propriétés.* — Le gaz hydrogène proto-phosphoré est sans couleur, et a une odeur forte, désagréable, analogue à celle de l'oxide d'arsenic en vapeur. Sa densité est de 0,87 d'après M. Davy; M. Thomson la croit de 0,9716, parce qu'il considère ce gaz comme formé de 1 volume d'hydrogène per-phosphoré, et de 1 volume d'hydrogène, condensés en un seul, ou de 0,9022 + 0,0694.

Ce gaz ne se décompose pas à la température ordinaire, du moins dans l'espace de plusieurs jours; peut-être se décomposerait-il à une très-haute température, et abandonnerait-il une portion du phosphore qu'il contient. Il ne prend point feu spontanément dans l'air et le gaz oxigène, comme l'hydrogène per-phosphoré, si ce n'est sous une faible pression (Labillardière). Il ne s'y enflamme qu'à l'aide de la chaleur sous la pression ordinaire. On le brûle facilement en le faisant passer dans une éprouvette, la renversant et y plongeant une bougie allumée. Un mélange de ce gaz et d'un excès d'oxigène détone fortement à 150° environ, à plus forte raison par le contact de la flamme. Une étincelle électrique le fait également détoner. Les produits de la combustion sont de l'eau et de l'acide phosphorique.

Il nous présente avec le chlore les mêmes phénomènes que le gaz hydrogène per-phosphoré : seulement, au lieu de 3 volumes de chlore, il faut en employer 4 sur 1 de gaz phosphoré, pour que le mélange disparaisse complétement, lorsqu'on fait l'expérience dans des vases pleins d'eau.

Digitized by Google

Le soufre et le potassium en opèrent facilement la décomposition à la chaleur de la lampe : il en résulte, avec le premier, du phosphure de soufre et du gaz hydrogène sulfuré ; et avec le second, du gaz hydrogène et du phosphure de potassium. D'après M. Thomson, le volume du gaz hydrogène sulfuré et celui du gaz hydrogène seraient doubles, l'un et l'autre, du volume du gaz hydrogène phosphoré ; d'où il conclut que ce dernier gaz doit être un composé de deux volumes de gaz hydrogène uni avec la même quantité de phosphore que celle qui existe dans un volume de gaz hydrogène phosphoré, et que ces volumes sont condensés en un seul.

L'eau en absorbe un huitième de son volume à la température et à la pression ordinaires (Davy).

Etat naturel, *Préparation*. — Il est probable que l'hydrogène proto-phosphoré se forme naturellement dans les mêmes circonstances que l'hydrogène per-phosphoré, et que sa production naturelle est même moins rare que ne l'est la production de celui-ci, parce qu'il est plus stable. C'est en chauffant de l'acide phosphoreux ou de l'acide phosphatique en dissolution très-concentrée qu'on l'obtient ; l'eau qui reste dans l'acide se décompose, et ses deux principes se combinent, l'hydrogène avec une partie du phosphore de l'acide, et l'oxigène avec l'acide lui-même, de telle sorte que tous deux tendent à faire passer l'acide qu'on emploie à l'état d'acide phosphorique : l'expérience se fait dans une petite cornue munie d'un tube ; la chaleur de la lampe à esprit-de-vin est plus que suffisante.

Il se produit aussi de l'hydrogène proto-phosphoré, à la fin de l'opération, lorsqu'on chauffe un mélange de chaux, d'eau et de phosphore ; mais ce procédé est moins bon que le précédent, parce que le gaz pourrait être mêlé d'hydrogène per-phosphoré (175).

Digitized by Google

De la Combinaison de l'Hydrogène avec le Soufre.

177. Il n'existe que deux composés de soufre et d'hydrogène : l'un est gazeux et l'autre liquide. Le premier est connu sous le nom de *gaz hydrogène sulfuré* ou d'*acide hydro-sulfurique*; et le second, sous celui de *soufre hydrogéné*. Mais, pour nous conformer aux principes de nomenclature que nous avons exposés, nous désignerons celui-ci sous le nom d'*hydrure de soufre*. L'hydrure de soufre contient beaucoup moins d'hydrogène que le gaz hydrogène sulfuré (*a*).

De l'Hydrure de soufre.

178. L'hydrure de soufre est un liquide de consistance oléagineuse; son odeur et sa saveur sont analogues à celles des œufs pourris, mais moins fortes; sa pesanteur spécifique est inconnue : on sait seulement qu'elle est plus grande que celle de l'eau.

L'hydrure de soufre se décompose spontanément à la température ordinaire, à moins qu'on ne l'expose à une pression très-forte ou qu'on ne le conserve sous un acide; il se décompose à plus forte raison à une température élevée; dans les deux cas, il se transforme en hydrogène sulfuré qui se dégage à l'état de gaz, et en soufre qui reste sous la forme de grumeaux gris. Il s'enflamme dans l'air par l'approche d'un corps allumé. L'eau n'en opère point la dissolution.

L'hydrure de soufre n'existe point dans la nature; c'est donc toujours un produit de l'art; on ne peut l'obtenir

(*a*) Cependant nous devons ajouter que, d'après les expériences de Berthollet fils (*Mémoires d'Arcueil*, tom. 1), et d'après celles de M. Davy, il paraît certain que le soufre ordinaire contient une petite quantité d'hydrogène.

Digitized by Google

qu'en mettant le soufre très-divisé en contact avec l'hydrogène sulfuré à l'état de gaz naissant : à cet effet, on se procure une dissolution aqueuse de sulfure hydrogéné de potasse, c'est-à-dire, d'un composé de soufre, d'hydrogène sulfuré, et de protoxide de potassium (1120); on verse cette dissolution peu à peu dans de l'acide hydrochlorique liquide; celui-ci s'empare du protoxide de potassium et forme un sel soluble, tandis que le soufre et l'hydrogène sulfuré s'unissent, se précipitent, et se rassemblent peu à peu au fond du vase, comme le ferait une huile plus pesante que l'eau. Pour conserver l'hydrure de soufre, il faut, après l'avoir mêlé avec un peu d'acide hydro-chlorique, en remplir un flacon à l'émeri, boucher celui-ci, assujettir le bouchon, et le tenir renversé dans un lieu frais.

On peut considérer l'hydrure de soufre comme une combinaison de soufre et d'hydrogène, ou bien de soufre et d'hydrogène sulfuré; mais les propriétés qu'il possède, et le procédé par lequel on l'obtient, rendent cette dernière opinion plus probable que l'autre. Quoi qu'il en soit, jusqu'à présent on n'a point déterminé la proportion des principes qui le constituent.

Il est sans usages; il a été découvert par Schéele, et examiné ensuite par Berthollet. (*Ann. de Chimie*, t. xxv, p. 233.)

De la Combinaison de l'Hydrogène avec les autres corps combustibles non métalliques.

179. L'hydrogène sulfuré, l'hydrogène sélénié, l'hydrogène chloré, l'hydrogène ioduré étant de véritables acides, ne seront étudiés que lorsque nous ferons l'histoire de ceux-ci (433, 445, 446, 455). Nous n'examinerons aussi que plus tard l'hydrogène azoté ou l'ammoniaque, qui est l'une des bases salifiables les plus

Digitized by Google

puissantes, et qui, sous ce rapport, doit être assimilé aux oxides métalliques (569). Par la même raison, nous ne parlerons de la combinaison de l'ammoniaque avec les acides formés de corps combustibles qu'à l'article des *Sels*.

ARTICLE II.

Des Combinaisons du Carbone avec les corps combustibles simples non métalliques.

180. Le carbone se combine seulement : 1°. avec l'hydrogène ; 2°. avec le soufre ; 3°. avec le chlore ; 4°. avec l'azote ; 5°. avec l'azote et l'hydrogène, de manière à former l'acide hydro-cyanique ; 6°. avec l'azote et le chlore : il produit alors l'acide appelé *chloro-cyanique*. Peut-être existe-t-il un séléniure de carbone : la grande analogie du sélénium avec le soufre porte M. Berzelius à le croire.

Déjà la combinaison du carbone avec l'hydrogène a été étudiée (169) ; les deux dernières le seront lorsque nous traiterons des substances animales (1820 et 1839). Il ne nous reste donc plus à examiner que celles qu'il contracte avec le soufre, le chlore et l'azote.

Du Carbure de soufre.

Historique. — Le carbure de soufre, découvert et examiné par M. Lampadius en 1796, a été soumis successivement à de nouvelles recherches par MM. Clément et Désormes (*Ann. de Chimie*, tome XLII), par Berthollet fils (*Mém. d'Arcueil*, tome I), par M. Cluzel (*Ann. de Chimie*, tome LXXXIV), par M. Vauquelin (*Ann. de Chimie*, tome LXXXIII, p. 268), et par MM. Berzelius et Marcet (*Ann. de Chimie*, tome LXXXIX.).

MM. Lampadius et Berthollet fils l'ont regardé comme

Digitized by Google

du soufre hydrogéné; MM. Clément et Desormes, M. Vauquelin, MM. Berzelius et Marcet, comme du carbure de soufre; M. Cluzel, comme une combinaison d'hydrogène, de carbone, d'azote, et de soufre dans un état particulier. Tous les chimistes sont d'accord aujourd'hui sur sa composition; tous savent qu'il ne contient que du soufre et du carbone, dans le rapport à-peu-près de 85 à 15.

181. *Propriétés.* — Le carbure de soufre est liquide à la température ordinaire, transparent et sans couleur. Il a une odeur pénétrante, fétide, une saveur brûlante et âcre. Sa pesanteur spécifique est de 1,263; celle de sa vapeur, de 2,670; sa tension, de $0^{mèt.},3184$ à $22^{\circ},5$; et son pouvoir réfringent, suivant M. Wollaston, de 1,645.

Sous la pression de $0^{mèt.},76$, le carbure de soufre entre en ébullition à 45°.

La plus haute température n'en opère point la décomposition. Il est probable que le calorique latent de sa vapeur est très-considérable; car, en plaçant du carbure de soufre sous la machine pneumatique, l'on produit assez de froid pour congeler le mercure (62).

Exposé au contact de l'air dans une capsule, à la température ordinaire, il se vaporise sans éprouver d'altération et sans laisser de résidu; si on l'approche d'un corps en combustion, il prend feu sur-le-champ, et donne naissance à du gaz acide carbonique et à de l'acide sulfureux dont l'odeur est très-piquante; une très-petite quantité de soufre échappe à la combustion et reste dans la capsule; par conséquent le carbure de soufre est très-combustible. Aussi, lorsqu'on fait passer une étincelle électrique à travers l'oxigène chargé de vapeur de carbure, le mélange s'enflamme-t-il vivement. Mais cette expérience doit être faite dans un eudiomètre fort épais, et sur de petites quantités de gaz, parce que la détonation produite est très-forte. D'ailleurs, l'on doit opérer sur le mercure et

Digitized by Google

non sur l'eau, parce que celle-ci dissoudrait la vapeur. Enfin l'on doit mêler le gaz oxigène, saturé de vapeur à la pression et à la température ordinaires, avec environ son volume de gaz oxigène pur; sans cela, il se déposerait du soufre, et toute la vapeur ne serait point décomposée. En prenant toutes ces précautions, on ne court aucun danger, et l'on ne retrouve dans l'eudiomètre, après la combustion, que du gaz acide sulfureux, du gaz acide carbonique, et le gaz oxigène qui était en excès.

Plusieurs métaux, et particulièrement le potassium, le cuivre et le fer, peuvent décomposer le carbure de soufre, à une température élevée; le potassium s'enflamme même alors dans ce corps réduit en vapeur; dans tous les cas, le soufre se porte sur les substances métalliques, et le charbon est mis en liberté.

L'eau est sans action sur lui; lorsqu'on l'agite avec elle, bientôt il se dépose au fond du vase en globules qui ont l'aspect huileux.

Il est soluble dans l'alcool, dans l'éther, dans les huiles fixes et volatiles. L'eau le précipite tout-à-coup de ses dissolutions alcooliques et éthérées. Il se combine intimement avec tous les alcalis, et forme des composés que M. Berzelius a désignés par le nom de *carbo-sulfures*. Parmi les acides, un seul est capable de l'attaquer : c'est l'*eau régale* ou le mélange de l'acide nitrique et de l'acide hydro-chlorique : en effet, lorsqu'on met en contact le carbure de soufre avec de l'acide nitrique et de l'acide hydro-chlorique très-concentrés, à la température ordinaire, il prend peu à peu une couleur orange, produit un dégagement de deutoxide d'azote, et se trouve converti au bout de trois semaines en un corps blanc cristallisé, qui a l'apparence du camphre, et qui, selon M. Berzelius, est un composé d'acide carbonique, d'acide sulfureux et d'acide hydro-chlorique. (*Ann. de Chimie*, tome LXXXIX, p. 82.)

Digitized by Google

M. Will. C. Zeise, professeur de chimie à l'université de Copenhague, vient de soumettre le carbure de soufre à un nouvel examen qui lui a permis de faire plusieurs observations intéressantes. Il a vu d'abord que le carbure de soufre avait la propriété de neutraliser complétement une dissolution alcoolique de potasse ou de protoxide de potassium, et qu'en soumettant la nouvelle liqueur à une température voisine de zéro, elle laissait déposer en peu de temps une grande quantité de cristaux déliés qu'on pouvait purifier par la dessiccation entre des doubles de papier à filtrer. Suivant lui, ces cristaux seraient composés de potasse saturée par un acide particulier, qui aurait pour principes le soufre, le carbone et l'hydrogène; il prendrait naissance au moment du contact du carbure avec la dissolution alcoolique; la potasse déterminerait sa formation aux dépens des élémens de l'alcool et du soufre carburé; le soufre et le carbone y seraient en d'autres proportions que dans le carbure; ils y joueraient, par rapport à l'hydrogène, le même rôle que le cyanogène dans l'acide hydro-cyanique; ils feraient donc fonction de radical double. De là, M. Zeise propose de donner un nom simple à ce radical composé : il adopte celui de *xanthogène* (tiré de ξανθος, jaune, et γεννάω, jengendre) parce qu'il forme des combinaisons de couleur jaune avec quelques métaux. L'acide reçoit, par suite, le nom d'acide hydro-xanthique, et les sels celui d'hydro-xanthates. (*Voyez*, pour avoir des idées plus précises sur les radicaux doubles, l'article *Acide hydro-cyanique* (1820.))

Que, dans la réaction du carbure de soufre et de la dissolution alcoolique de potasse, il se produise un acide et un nouvel acide, c'est ce qui paraît démontré; mais il ne l'est pas que cet acide soit un composé d'hydrogène, de soufre et de carbone, puisque l'auteur n'en a pas fait l'analyse; il ne l'est pas plus que le soufre et le car-

Digitized by Google

bone y jouent le rôle de radical composé : on ne peut former que des conjectures à cet égard.

Quoi qu'il en soit, voici comment on se procure le nouvel acide et quelles sont ses principales propriétés. Après avoir introduit l'hydro-xanthate de potasse dans une éprouvette longue et étroite, on y verse de l'acide sulfurique étendu de quatre à cinq fois son volume d'eau, en favorisant la réaction par une légère agitation; puis, quelques minutes après, on ajoute à plusieurs reprises quelques portions d'eau au mélange laiteux : le nouvel acide se rassemble promptement au fond du vase en une masse liquide d'un aspect oléagineux, qu'il ne s'agit plus que de laver convenablement pour la priver d'acide sulfurique.

Cet acide est liquide à la température ordinaire. Il est incolore, et ressemble à une huile translucide. Sa densité est plus grande que celle de l'eau; son odeur est forte et particulière; sa saveur, d'abord acide, paraît ensuite astringente, amère et très-prononcée; il rougit le papier de tournesol; il s'enflamme sur-le-champ par l'approche d'un corps en combustion, et donne lieu à une forte odeur d'acide sulfureux.

Lorsqu'on le soumet à l'action de la chaleur dans une cornue, il se décompose bien au-dessous de la température de l'eau bouillante, et semble se transformer en gaz hydrogène et carbure de soufre ordinaire.

Exposé au contact de l'air, il se couvre promptement d'une croûte blanche et opaque. Il ne s'unit point à l'eau : en l'agitant et le divisant dans ce liquide, il se détruit en peu de temps.

L'iode agit fortement, à la température ordinaire, sur le nouvel acide par l'intermède de l'eau; il paraît qu'il se produit de l'acide hydriodique qui se dissout, et qu'il se dépose un liquide oléagineux d'un rouge-brun,

Digitized by Google

qui, d'après les idées de l'auteur, doit être un composé d'iode, de soufre et de carbone.

L'acide hydro-xanthique s'unit avec les protoxides de potassium, de sodium, de barium, de calcium, de strontium, qui retiennent fortement l'oxigène ; mais M. Zeise pense qu'avec les oxides de cuivre, de plomb, de mercure, et en général tous ceux dont la décomposition est facile, il forme de l'eau, et un *xanthure* métallique. (On trouvera des détails assez étendus sur ces différens composés dans les *Annales de Chimie et de Physique*, t. XXI. p. 160.)

État, Préparation. — Le carbure de soufre n'existe point dans la nature.

Il se prépare en mettant le soufre en contact, à une haute température, avec le charbon fortement calciné : on prend un tube de porcelaine, que l'on fait passer, en l'inclinant légèrement, à travers un fourneau à réverbère; on adapte à son extrémité inférieure une allonge qui se rend dans un ballon tubulé; de la tubulure de celui-ci part un tube recourbé qui va plonger au fond d'un petit flacon à deux tubulures à moitié rempli d'eau, et de l'une de ces deux tubulures part un autre tube que l'on peut engager sous des flacons pleins d'eau ou de mercure. Ensuite, après avoir introduit dans le tube de porcelaine, par son extrémité supérieure, des fragmens de charbon fortement calciné, on le porte peu à peu jusqu'au rouge. Alors, par cette même extrémité, l'on y met de temps en temps quelques fragmens de soufre, en ayant soin de boucher le canon à chaque fois. Bientôt le soufre fond et se réduit en vapeur; il passe nécessairement à travers le charbon, se combine avec ce corps, et forme du carbure de soufre qui va se condenser en grande partie dans le ballon et le flacon, qu'il est bon d'entourer de glace : il se forme en outre des gaz qui sont

Digitized by Google

un mélange d'hydrogène carboné, d'oxide de carbone, d'hydrogène sulfuré et de carbure de soufre en vapeur (*a*); une portion du soufre échappe à la combinaison, et reste presque toute entière dans l'allonge.

Le carbure occupe le fond du ballon et du flacon. Pour le séparer de l'eau qui le recouvre, il faut le verser avec l'eau elle-même dans un entonnoir à long bec, que l'on bouche avec le doigt; il gagne promptement la partie inférieure. Lorsqu'il est bien transparent, on débouche le bec de l'entonnoir, et l'on reçoit le carbure dans un flacon, au moyen d'un autre entonnoir; bien entendu qu'on bouche de nouveau le bec de l'entonnoir, avant même que tout le carbure ne soit écoulé.

Dans cet état, le carbure est ordinairement jaunâtre; il doit cette teinte à un peu de soufre qu'il tient en dissolution, et qui s'en dépose, soit en exposant le liquide carburé à l'air, soit en le chauffant, soit en le traitant par l'alcool ou l'éther; savoir : dans le premier cas, en cristaux; dans les deux autres, en poudre. Il faut donc le purifier par la distillation. L'opération se fait à une douce chaleur, dans une petite cornue de verre, où l'on introduit quelques fragmens de chlorure de calcium, et dont on fait rendre le col dans un récipient tubulé, refroidi par de la glace. Le chlorure est destiné à absorber le peu d'eau que le carbure pourrait retenir.

Composition. — 100 parties de carbure de soufre sont composées, d'après M. Vauquelin, de 14 à 15 de carbone et de 86 à 85 de soufre; et d'après MM. Berzelius et Marcet, de 84,84 de soufre, et de 15,16 de carbone. Pour en faire l'analyse, on fait passer un tube de verre luté ou

(*a*) L'oxigène provient sans doute d'un peu d'eau fournie par les bouchons des vases. Quant à l'hydrogène, il doit provenir tout à la fois et de cette eau et du soufre (177), et peut-être du charbon.

Digitized by Google

de porcelaine à travers un fourneau; on remplit d'oxide rouge de fer la partie du tube qui doit être chauffée; on met la liqueur dans une petite cornue de verre; on adapte cette cornue à l'une des extrémités du tube, et on adapte à l'autre un petit tube de verre que l'on engage sous des cloches pleines de mercure, et qui porte dans son milieu un renflement que l'on doit toujours tenir dans un bain de glace et de sel. Le tube luté étant incandescent, on chauffe très-doucement la cornue; la liqueur qu'elle contient passe ainsi peu à peu à travers l'oxide, et est décomposée de telle manière qu'il en résulte du sulfure métallique qui reste dans le tube, et du gaz sulfureux et du gaz carbonique qui passent dans la cloche. En conduisant bien l'opération, il ne se condense aucune trace de liqueur dans le renflement du tube de verre, ce qui prouve que la décomposition est totale.

Les gaz sont séparés l'un de l'autre par le borax, qui absorbe le gaz sulfureux et qui est sans action sur le gaz carbonique; et par leur volume on juge de la quantité de soufre et de carbone qu'ils contiennent. Retirant ensuite la matière du tube, on la dissout dans l'*eau régale* ou dans un mélange d'acide nitrique et d'acide hydro-chlorique; l'on verse de l'ammoniaque pour en séparer l'oxide de fer : après quoi la liqueur étant filtrée, on la sature par l'acide hydro-chlorique, et on y ajoute un excès d'hydro-chlorate de baryte qui précipite l'acide sulfurique formé par l'action de l'eau régale sur le sulfure métallique. Le sulfate, lavé, séché et calciné, donne par son poids celui du soufre qu'il contient (811).

Des Carbures de chlore ou des chlorures de carbone.

181 *bis*. Ces composés, observés pour la première fois par M. Faraday, à la fin de l'année 1820, ne résultent point de la combinaison directe du charbon ordinaire avec

Digitized by Google

le chlore gazeux. Pour que l'union ait lieu, il faut que le carbone soit dans un état de division extrême. On satisfait à cette condition en mettant 30 à 40 grammes d'hydro-bi-carbure de chlore dans une cornue tubulée, y faisant arriver par la tubulure un petit courant de chlore, et exposant, autant que possible, le tout au soleil. Bientôt la décomposition de l'hydro-bi-carbure s'opère, son hydrogène et son carbone se portent tous deux sur le chlore, et de là du gaz hydro-chlorique qu'on absorbe par un peu d'eau versée dans le vase, et du per-chlorure qui se dépose sous forme de cristaux. Lorsque tout le liquide paraît cristallisé, on procède à la purification du chlorure. A cet effet, on le lave avec de l'eau, on le recueille sur un filtre, puis on le presse entre des feuilles de papier joseph, et on le sublime, ce qui donne lieu à un petit résidu de charbon et à l'apparition d'un peu de gaz hydro-chlorique. Le sublimé est ensuite dissous dans l'alcool et précipité par de l'eau contenant assez de potasse pour neutraliser l'acide hydro-chlorique dont le chlorure était imprégné; alors on le lave de nouveau; de nouveau aussi on le presse entre des feuilles de papier, et enfin on le dessèche dans le vide par l'intermède de l'acide sulfurique concentré. Dans cet état de préparation, il est pur.

Quant au proto-chlorure, liquide incolore et limpide, c'est en décomposant le per-chlorure par la chaleur qu'on l'obtient. Le per-chlorure est introduit dans une cornue, d'où on le fait passer lentement par distillation, à travers un tube de porcelaine très-chaud et incandescent qui communique avec un tube de verre coudé deux à trois fois de suite en haut et en bas; chaque coude inférieur forme un petit récipient que l'on tient plongé dans l'eau, et où vient se condenser le nouveau produit coloré en jaune par un peu de chlore et contenant encore un peu de per-chlorure. On en volatilise le chlore en chauffant le produit, et le

Digitized by Google

distillant même plusieurs fois d'un coude à l'autre. Pour le séparer du per-chlorure, il faut le rassembler dans une petite cornue dont on tire le bec à la lampe, le porter à l'ébullition, fermer la pointe du bec lorsque tout l'air est chassé, et refroidir le col avec de la glace. La distillation du proto-chlorure se fait ainsi à une température qui n'est pas beaucoup plus élevée que celle de l'air ambiant; il se rend tout entier dans le col de la cornue, tandis que tout le per-chlorure reste dans la panse.

Propriétés du per-chlorure. — C'est un solide cristallin, très-friable, incolore, transparent, presque insipide, d'une odeur aromatique qui rappelle celle du camphre, mauvais conducteur de l'électricité, dont le pouvoir réfringent est 1,5767, et la densité à-peu-près 2.

Sa fusion a lieu à 160° et son ébullition à 182°, sous la pression ordinaire. Chauffé dans une cornue, il se sublime en cristaux dendritiques, prismatiques ou lamelleux; exposé à la chaleur rouge, il se décompose comme nous l'avons dit précédemment au sujet de la préparation du proto-chlorure.

Plongé dans la flamme de l'alcool, il brûle avec une flamme rouge et production de beaucoup de fumée et de vapeurs acides; mais lorsqu'on l'en retire, la combustion s'arrête : toutefois, à une haute température, le gaz oxigène le décompose.

Le chlore est sans action sur lui, quelle que soit la température; il en est de même du charbon. L'iode, le soufre et le phosphore à chaud le ramènent à l'état de proto-chlorure en s'emparant d'une partie du chlore. Mais l'hydrogène et la plupart des métaux, au degré de la chaleur rouge, en opèrent la décomposition complète; ils en précipitent le charbon et forment avec le chlore de l'acide hydrochlorique ou des chlorures.

Le per-chlorure n'est soluble dans l'eau froide ou chaude

Digitized by Google

qu'en très-petite quantité; il se dissout facilement dans l'alcool et plus facilement encore dans l'éther; il se dissout aussi dans les huiles fixes et volatiles. L'eau le précipite de sa dissolution alcoolique.

Les acides et les alcalis n'ont que peu d'action sur lui.

Sa composition est facile à établir. 1 volume d'hydrogène deuto-carburé absorbe 5 volumes de chlore et produit, outre le per-carbure, 4 vol. de gaz hydro-chlorique. Or, ces 4 volumes de gaz hydro-chlorique étant formés de 2 volumes d'hydrogène et 2 volumes de chlore, et 1 volume d'hydrogène deuto-carburé contenant 2 volumes d'hydrogène et 2 volumes de vapeur de carbone, il est évident que le per-carbure résulte de 2 volumes de vapeur de carbone et de 3 volumes de chlore, ou bien en poids de 11,59 de carbone et de 100 de chlore.

Propriétés du proto-chlorure. Ce composé est un liquide parfaitement limpide, incolore, mauvais conducteur de l'électricité, qui a une densité de 1,5526 et un pouvoir réfringent de 1,4875.

Un froid de 18° ne le solidifie pas; une chaleur de 74° le réduit en vapeur; il ne s'en décompose qu'une très-petite partie lorsqu'on le fait passer à travers un tube incandescent.

Insoluble dans l'eau, les acides nitrique, sulfurique et hydro-chlorique, il se dissout facilement, au contraire, dans l'alcool, l'éther, les huiles fixes et volatiles.

L'hydrogène le décompose à une température élevée: il en est de même de la plupart des métaux: l'on obtient, dans tous les cas, des produits analogues à ceux que donne le per-chlorure.

L'iode, en s'y dissolvant, le colore en rouge; le chlore, sous l'influence solaire, le transforme en per-carbure.

Le proto-chlorure est composé de parties égales en volume de chlore et de vapeur de carbone, ou bien en poids

Digitized by Google

de 17,39 de carbone et de 100 de chlore. (*Voyez*, pour plus de détails, le Mémoire de M. Faraday, *Annales de Chimie et de Physique*, t. XVIII, p. 48.)

Outre ces deux chlorures, il paraît qu'il en existe un troisième, suivant MM. Phillips et Faraday, qui contiendrait deux fois autant de carbone que le précédent pour la même quantité de chlore, et qui par conséquent résulterait de 1 volume de chlore et de 2 volumes de vapeur de carbone; mais ils n'ont pu l'obtenir directement ou le transformer en l'un des deux précédens. Celui sur lequel ils ont opéré avait été recueilli par M. Julin, d'Abo en Finlande. C'était un produit accidentel qui ne se formait qu'en très-petite quantité. Nous n'en décrirons point les propriétés par tous ces motifs, et nous renverrons nos lecteurs au Mémoire même des auteurs. (*Annales de Chimie et de Physique*, t. XVIII, p. 269.)

Du Cyanogène ou de l'Azote carboné.

182. Le cyanogène est un corps découvert, depuis quelques années, par M. Gay-Lussac; il l'a trouvé en examinant les propriétés d'un composé que l'on appelait *prussiate de mercure*, et que nous connaîtrons désormais, en raison de sa composition, sous le nom de *cyanure* ou d'*azo-carbure de mercure*.

Le cyanogène est un fluide élastique, permanent, inflammable; son odeur est extrêmement vive et pénétrante; sa densité est de 1,8064; il rougit sensiblement la teinture de tournesol; en faisant chauffer la dissolution, le gaz se dégage mêlé avec un peu d'acide carbonique, et la couleur bleue reparaît.

Refroidi et soumis en même temps à une forte pression, il se convertit en un liquide incolore, qui redevient gazeux sitôt qu'on cesse de le comprimer. (M. Faraday, *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XXII. p. 323.)

Digitized by Google

Il supporte une très-haute température sans se décomposer ; mais aussitôt qu'on plonge une bougie allumée dans une éprouvette qui en est pleine, il brûle avec une flamme d'un assez beau violet ; l'azote de ce gaz devient libre, et son carbone, en s'unissant à l'oxigène, forme de l'acide carbonique. L'eau, à la température de 20° et sous la pression ordinaire, en prend quatre fois et demie son volume et devient très-piquante ; l'éther sulfurique et l'essence de térébenthine en dissolvent au moins autant que l'eau, et l'alcool au moins cinq fois plus.

A la chaleur de la lampe, le phosphore, le soufre, l'iode, l'hydrogène, sont sans action sur le cyanogène.

Le cuivre, l'or, le platine, ne paraissent point non plus capables de l'altérer. Le fer, à la température d'un rouge presque blanc, le décompose en partie ; il se recouvre d'un charbon très-léger, devient cassant, et rend libre une certaine quantité d'azote.

Le potassium agit avec une grande énergie sur le cyanogène ; il en absorbe, à l'aide de la chaleur, autant qu'il dégage d'hydrogène dans son contact avec l'eau : cette absorption est accompagnée de lumière. L'expérience est facile à faire dans une petite cloche courbe sur le mercure. Le cyanure de potassium est jaunâtre ; sa saveur est très-alcaline ; il décompose l'eau, et de cette décomposition résulte de l'hydro-cyanate de potasse, c'est-à-dire, un acide formé d'hydrogène, de carbone et d'azote, qui s'unit au protoxide de potassium. (*Voyez*, pour les autres propriétés du cyanogène, l'article de la *Chimie animale*, (1827.)

Le cyanogène n'existe point dans la nature : c'est en décomposant le cyanure de mercure par le feu qu'on se le procure.

Ce cyanure doit être neutre et cristallisé ; il faut, de plus, qu'il soit parfaitement sec. En effet, le cyanure

Digitized by Google

neutre et sec ne donne que du cyanogène, tandis que le cyanure humide ne produit que de l'acide carbonique, de l'ammoniaque et beaucoup de vapeur d'acide hydro-cyanique. L'expérience se fait dans une petite cornue de verre bien desséchée : après y avoir introduit vingt à trente grammes de cyanure mercuriel, l'on y adapte un tube de verre qui s'engage sous des éprouvettes pleines de mercure; l'on met des charbons incandescens sous la cornue, et bientôt la décomposition s'opère; le gaz se rassemble dans l'éprouvette, et le mercure du cyanure se condense dans le tube.

Deux procédés peuvent être employés pour analyser le cyanogène. L'un consiste à faire détoner dans l'eudiomètre à mercure le cyanogène avec deux fois et demie son volume d'oxigène; l'autre, à faire un mélange d'une partie de cyanure de mercure et de 10 parties de deutoxide de cuivre, à introduire le mélange dans un tube de verre fermé à l'une de ses extrémités, à le recouvrir de limaille de cuivre, à porter celle-ci au rouge, à chauffer ensuite l'oxide et le cyanure et à recueillir les gaz : dans tous les cas, l'on obtiendra d'un volume de cyanogène un volume de gaz azote et deux volumes de gaz carbonique. Or, deux volumes de gaz carbonique représentent deux volumes de vapeur de carbone; par conséquent le cyanogène est formé de deux volumes de vapeur de carbone et d'un volume d'azote condensés en un seul : aussi, en ajoutant deux fois la densité de la vapeur de carbone à celle de l'azote, c'est-à-dire, 0,8440 à 0,9757, obtient-on 1,8197, nombre qui diffère très-peu de 1,8064, donné par l'expérience.

Digitized by Google

ARTICLE III.

Des Combinaisons du Phosphore avec les corps combustibles simples non métalliques.

Le phosphore s'unit : 1°. avec l'hydrogène ; 2°. avec le soufre ; 3°. avec le sélénium ; 4°. avec l'iode ; 5°. avec le chlore. Nous avons déjà examiné ses combinaisons avec l'hydrogène (173) : nous n'avons donc plus à étudier que celles qu'il forme avec le soufre, le sélénium, l'iode, le chlore.

Du Phosphure de Soufre.

182 *bis*. Le phosphore et le soufre se combinent dans un grand nombre de proportions différentes. On conçoit, d'après cela, que les propriétés du phosphure de soufre doivent varier. Sa couleur est toujours jaunâtre ; mais l'état qu'il affecte n'est pas toujours le même, non plus que sa pesanteur spécifique ; quelquefois il est liquide, et toujours il est plus pesant que l'eau.

Les nombreux composés du phosphore avec le soufre ne seraient-ils pas le résultat de la combinaison d'un à deux phosphures, à proportions définies, avec plus ou moins de soufre ou de phosphore ?

183. *État, Préparation.* — Le phosphure de soufre n'existe point dans la nature : ce phosphure est donc un produit de l'art. Avant d'exposer le procédé par lequel on l'obtient, il est nécessaire de faire connaître divers phénomènes qui peuvent accompagner sa formation.

Lorsqu'on fait fondre, à l'aide de la chaleur, du phosphore et du soufre sous l'eau, ils se combinent peu à peu, fondent, et il se forme du gaz hydrogène sulfuré qui se dégage et qu'on peut recueillir, et de l'acide phosphorique

Digitized by Google

ou phosphoreux qui reste dans la liqueur. Mettez dans une petite éprouvette 2 à 3 grammes de soufre et 1 $\frac{1}{2}$ à 2 grammes de phosphore, remplissez-la d'eau aux deux tiers, adaptez-y un tube recourbé que vous ferez plonger sous une petite cloche pleine d'eau, et chauffez : bientôt le dégagement du gaz aura lieu. Ce dégagement serait même assez rapide pour produire une violente détonation si la liqueur était portée jusqu'à l'ébullition : c'est ce qui m'est arrivé deux fois. Dans cette expérience, l'eau est évidemment décomposée ; son hydrogène s'unit au soufre, et son oxigène au phosphore.

Lorsqu'au lieu de combiner le soufre et le phosphore sous l'eau, on les combine autant que possible sans eau, on éprouve encore une violente détonation, si l'opération se fait sur quelques grammes de phosphore et de soufre : un grand dégagement de chaleur et la production d'une certaine quantité de gaz hydrogène sulfuré en sont la cause immédiate. L'expérience suivante le prouve : on a rempli de mercure une petite cloche courbe, et l'on y a fait passer un peu de gaz azote ; ensuite, après avoir introduit deux grammes de phosphore jusque dans la partie courbe, on a fondu ce corps combustible à la lampe ; alors on l'a combiné avec deux grammes de soufre réduit en petits fragmens ; chaque fragment était porté successivement dans le bain de phosphore avec une tige de fer, et l'on remarquait que chacun d'eux, au moment de la combinaison, produisait un petit bruit semblable à celui d'un fer incandescent qu'on plongerait dans l'eau. La combinaison étant faite, on a mesuré le gaz : il s'en est trouvé 60 parties de plus qu'avant l'expérience : ces 60 parties étaient du gaz hydrogène sulfuré. On a vu aussi que le phosphure formé rougissait la teinture de tournesol : il s'était donc produit un acide. Comment expliquer la formation du gaz hydrogène sulfuré et de l'acide? L'explication la plus simple

Digitized by Google

consiste à supposer que le phosphore qu'on emploie, ayant été recueilli dans l'eau et conservé sous ce liquide, en retient, quelque soin qu'on prenne, et que c'est cette eau qui se décompose comme dans l'expérience précédente.

Quoi qu'il en soit, il suit de ces expériences que les divers procédés par lesquels on prépare le phosphure de soufre ne sont pas tous sans dangers, et que, pour les éviter, on doit faire la préparation de la manière suivante.

Lorsqu'on veut unir, sans l'intermède de l'eau, le phosphore au soufre, on prend un tube dont la longueur est de 8 à 10 centimètres, et le diamètre de 1 à 2 centimètres; ce tube est fermé à l'une de ses extrémités et ouvert à l'autre; on y introduit 2 à 3 grammes ou plus de phosphore; on le fait fondre, et quand il est fondu, on y ajoute, par petits fragmens, le soufre avec lequel on veut le combiner. Avant d'ajouter un nouveau fragment de soufre, on attend que la combinaison du précédent soit faite; ce qu'un petit bruit dont elle est accompagnée permet de reconnaître.

Lorsqu'au contraire on veut faire la préparation sous l'eau, il faut opérer tout de suite sur la totalité des matières que l'on veut combiner, n'élever la température que jusqu'à 60 à 70°, employer le soufre dans un grand état de division, par exemple, à l'état de *fleur*, et agiter le mélange avec un tube, jusqu'à ce que la fusion soit complète. Il sera même bon d'agiter d'abord la fleur de soufre pour la bien mouiller : sans cela elle se tiendrait à la surface du liquide, et le contact n'aurait lieu que plus difficilement.

184. Le phosphure de soufre entre plus facilement en fusion que le phosphore. Pelletier, qui a fait beaucoup d'expériences sur le phosphore, a trouvé que ce corps, combiné successivement avec $\frac{1}{4}$, $\frac{1}{2}$, 1, 2, 3 fois son poids de soufre, donnait naissance à des composés qui fondaient,

Digitized by Google

le premier, à 12° Réaumur; le 2me, à 8°; le 3me, à 4°; le 4me, à 10°; le 5me, à 30°. (*Annales de Chimie*, tom. IV, pag. 10; ou bien *Mémoires* de Pelletier.) Pour moi, j'ai trouvé que le phosphure fait avec deux parties de phosphore et une de soufre était plus fusible que celui qui était fait avec parties égales de ces corps combustibles.

M. Faraday, à qui l'on doit de nouvelles observations sur le phosphure de soufre, a vu qu'un composé formé d'environ 5 de soufre et 7 de phosphore était très-fluide à zéro, et n'était point solide à — 6°,7; que ce même composé, conservé quelques semaines sous l'eau, avait laissé déposer des cristaux de soufre pur; qu'il avait en même temps perdu de sa fusibilité, et que dès-lors, après un séjour de quelques heures dans une atmosphère dont la température était de 3 à 4 degrés, il s'était pris en une masse cristalline qui paraissait formée de 2 de phosphore et de 1 de soufre. Il s'est assuré de plus qu'en unissant directement le phosphore et le soufre dans ces dernières proportions, il en résultait un phosphure qui, comme le précédent, avait la propriété de cristalliser; d'où il conclut que ce doit être un composé défini. Il ajoute qu'en agitant un phosphure de soufre quelconque avec une solution d'ammoniaque, toutes les impuretés qui peuvent s'y trouver disparaissent en quelques heures; que le phosphure devient demi-transparent, plus liquide, et enfin qu'il n'agit pas sensiblement sur l'eau, même en plusieurs semaines.

Exposé à une chaleur suffisante, le phosphure de soufre se volatilise. On en opère facilement la volatilisation, de même que celle du phosphore, dans une petite cloche de verre courbe (98); mais il paraît que celui qui se volatilise le premier contient plus de phosphore que celui qui se volatilise en second lieu, surtout lorsque le phosphure contient à-peu-près autant de phosphore que de soufre.

Digitized by Google

Le phosphure de soufre a une grande action sur le gaz oxigène, surtout à l'aide d'une légère chaleur; il en résulte de l'acide phosphorique solide, du gaz acide sulfureux, et un grand dégagement de calorique et de lumière. L'air a également la propriété de l'enflammer, pour peu que la température soit élevée. C'est probablement ce phosphure qui se forme et qui prend feu lorsque l'on plonge une allumette soufrée dans un flacon contenant du phosphore (100). Ce qui vient à l'appui de cette opinion, c'est qu'en mettant dans une petite éprouvette 2 grammes de phosphore et 1 gramme de soufre en petits fragmens, ces deux corps finissent par se combiner avec explosion, quoique la combinaison ne soit favorisée ni par le frottement ni par la chaleur extérieure. Or, si dans cette circonstance le phosphure de soufre peut se former, à plus forte raison se formera-t-il dans celle que nous venons de citer.

On n'a point encore mis le phosphure de soufre en contact avec les corps combustibles : sans doute que la plupart des métaux le décomposeraient et en absorberaient les deux principes constituans.

Historique. — Découvert par Margraff, étudié par Pelletier (*Annales de Chimie*, tom. IV; ou *Mémoires* de Pelletier), par Mussin-Puschin (*Annales de Chimie*, tom. XXX), par Thenard (*Annales de Chimie*, t. LXXXI), par M. Faraday (*Annales de Chimie et de Physique*, tom. VII, pag. 71).

Du Phosphure de Sélénium.

184 *bis*. Le phosphore se combine en toutes proportions avec le sélénium comme avec le soufre. Les propriétés physiques de ce composé varient de même que celles du phosphure de soufre : ainsi le phosphure sélénié a une couleur jaune-brunâtre et une cassure cristalline, quand le phos-

Digitized by Google

phore prédomine ; il est très-fusible, il a beaucoup d'éclat, une cassure vitreuse et sa couleur est d'un brun foncé, dans le cas où le phosphore n'est pas prédominant ; il est toujours volatil. Du reste, mis en contact avec l'eau, il la décompose peu à peu et donne lieu à un acide de phosphore et à de l'acide hydro-sélénique qui se dissout et communique à la liqueur une odeur hépatique. (M. Berzelius, *Annales de Chimie et de Physique*, tome IX, page 238.)

Du Phosphure d'Iode.

185. Le phosphore et l'iode se combinent en diverses proportions ; la combinaison a toujours lieu avec dégagement de calorique et sans dégagement de lumière ; elle se fait facilement dans un petit tube de verre placé au-dessus de quelques charbons incandescens. La seule précaution à prendre, c'est d'employer les matières bien sèches. M. Gay-Lussac, qui a fait une étude particulière du phosphure d'iode (*Annales de Chimie*, tom. XCI, p. 9), a observé que l'on obtient :

1°. Avec 1 de phosphore et 8 d'iode, un composé d'un rouge orangé brun, fusible à 100° environ, volatil à une température plus élevée, qui, mis en contact avec l'eau, la décompose et donne du gaz hydrogène phosphoré qui se dégage, des flocons de phosphore qui se déposent, de l'acide phosphoreux, et de l'acide hydriodique qui reste en dissolution ;

2°. Avec 1 de phosphore et 16 d'iode, une matière d'un gris noir, cristallisée, fusible à 29°, capable de décomposer l'eau comme la précédente, et de donner lieu seulement à de l'acide phosphoreux et à de l'acide hydriodique incolore ;

3°. Avec 1 de phosphore et 24 d'iode, une matière noire, fusible en partie à 46°, décomposant l'eau avec

Digitized by Google

une vive chaleur, et se transformant alors en acide phosphoreux et en acide hydriodique ioduré, lequel est toujours coloré en brun jaunâtre.

Des Phosphures de Chlore ou des Chlorures de Phosphore.

187. Le phosphore et le chlore ont une telle action l'un sur l'autre, même à la température ordinaire, que, lorsque l'on plonge un fragment de phosphore, au moyen d'une capsule suspendue à l'extrémité d'un fil, dans un flacon plein de chlore, ces deux corps s'unissent tout de suite en donnant lieu à de la chaleur et à des jets de lumière. Leur union peut se faire en deux proportions : il existe donc un proto-phosphure et un deuto-phosphure de chlore, ou, si l'on veut, un deuto - chlorure et un proto - chlorure de phosphore. Ces composés, que l'on connaît plus particulièrement sous ces derniers noms, sont remarquables surtout par la propriété qu'ils ont de décomposer subitement l'eau, de telle manière qu'il en résulte de l'acide hydro-chlorique et de l'acide phosphoreux ou de l'acide phosphorique.

Deuto - chlorure. — C'est à M. Davy que l'on doit la découverte de ce composé; il la fit en 1810. (*Élémens de Chimie philosophique*, 1er volume, art. *Phosphore.*)

Le deuto-chlorure de phosphore est solide, d'un blanc de neige, très-volatil, mais moins que le proto-chlorure. Du papier de tournesol bien desséché, que l'on expose à sa vapeur dans un récipient vide d'air, se colore promptement en rouge. Chauffé doucement et soumis à une certaine pression, il cristallise, par le refroidissement, en prismes dont la transparence est presque parfaite. Lorsqu'on le fait passer avec le gaz oxigène à travers un tube incandescent, il en résulte de l'acide phosphorique et du chlore; le même effet se produit lorsqu'on l'expose à la flamme d'une bou-

Digitized by Google

gie. L'hydrogène et la plupart des métaux le décomposent également à l'aide de la chaleur : l'hydrogène, en donnant lieu à de l'acide hydro-chlorique, etc. ; et les métaux, à des chlorures et des phosphures métalliques. Son action sur l'eau est des plus vives ; à peine ces deux substances sont-elles en contact que, se décomposant réciproquement, il se forme de l'acide hydro-chlorique et de l'acide phosphorique. L'expérience présente d'ailleurs, d'après M. Dulong, des phénomènes très-dignes d'attention. Si l'on jette un morceau un peu considérable de chlorure dans l'eau, la chaleur qui se dégage réduit en vapeurs la majeure partie du chlorure ; mais si le chlorure est en poudre et si la quantité d'eau est grande, il s'en perd très-peu : on voit alors apparaître à la surface de l'eau des gouttes d'un liquide comme oléagineux, et qui, se rassemblant bientôt au fond du vase, finissent par disparaître. Ce nouveau produit est probablement un hydrate de chlorure de phosphore, c'est-à-dire, un composé de chlorure et d'eau. (*Mém. d'Arcueil*, tom. III, pag. 439.)

Enfin, le deuto-chlorure de phosphore se combine intimement avec l'ammoniaque ; le composé triple qui en provient est blanc, insipide, fixe, insoluble dans l'eau et indécomposable par les alcalis.

Le deuto-chlorure est toujours un produit de l'art ; on l'obtient en faisant arriver peu à peu du chlore sec dans une petite cornue contenant du phosphore également sec, jusqu'à ce que le chlore soit en excès, ou que le phosphore soit converti en une matière solide et blanche, qui est le deuto-chlorure dans son plus grand état de pureté.

M. Dulong a déterminé la proportion de ses principes, en prenant une certaine quantité de phosphore, par exemple, 1 gramme, le projetant dans une cornue, faisant le vide dans celle-ci, la mettant en communication avec une cloche pleine de chlore gazeux, la pesant après l'opéra-

Digitized by Google

tion, et comparant son poids à celui qu'elle avait étant pleine de chlore seulement, poids qui lui était connu exactement par une expérience antérieure : il a trouvé ainsi que le deuto-chlorure devait être formé de 100 de phosphore et de 549,1 de chlore. (3e vol. *d'Arcueil*, p. 437.) M. Davy n'admet point ces résultats ; il porte à 600 la quantité de chlore absorbé par 100 de phosphore. (*Annales de Chimie et de Physique*, tom. x, pag. 207.)

Proto-chlorure. — Ce chlorure, découvert par MM. Gay-Lussac et Thenard en 1808, est liquide, incolore, transparent, un peu plus pesant que l'eau, très-fumant et très-caustique ; il rougit fortement la teinture de tournesol, mais il ne rougit pas le papier bien sec qui en est teint. Son degré d'ébullition est très-peu élevé. Mis en contact avec l'air, il y répand des vapeurs très-piquantes ; l'eau le transforme tout-à-coup, avec dégagement de chaleur, en acide hydro-chlorique et en acide phosphoreux. L'ammoniaque en précipite tout à la fois du phosphore et du deuto-chlorure de phosphore ammoniacal. Il se comporte d'ailleurs avec l'oxigène, l'air, les métaux, à-peu-près comme le deuto-chlorure. Enfin, il peut dissoudre une certaine quantité de phosphore, et il acquiert alors la propriété de mettre le feu au papier joseph que l'on en imbibe, et d'être troublé par l'eau : sans doute que, dans les deux cas, les phénomènes sont dus à l'excès de phosphore qui se dépose.

Le proto-chlorure s'obtient comme le deuto-chlorure, si ce n'est que l'on cesse de faire arriver du chlore sec dans la cornue bien sèche elle-même, aussitôt que la liqueur qui se produit commence à se troubler ou à laisser déposer du deuto-chlorure ; après quoi, chauffant doucement la cornue, le proto-chlorure se volatilise et vient se rendre seul dans un récipient d'une forme convenable. On peut encore l'obtenir en combinant le deuto-chlorure avec une quan-

Digitized by Google

tité convenable de phosphore. C'est même ce procédé que M. Davy préfère : sur 7 parties de chlorure, il prescrit d'ajouter une partie de phosphore.

Suivant M. Dulong, le proto-chlorure de phosphore est formé de 100 de phosphore et de 327,6 de chlore ; il est parvenu à l'analyser en le mêlant avec de l'eau, et versant dans la liqueur un excès de nitrate d'argent. L'eau, dans cette opération, convertit, comme nous l'avons vu précédemment, le chlorure de phosphore en acide phosphoreux et en acide hydro-chlorique ; et celui-ci, en agissant sur l'oxide du sel, reproduit de l'eau, et forme un chlorure d'argent insoluble, dont la composition est parfaitement connue, et dont le poids indique la quantité de chlore que l'on cherche (1071) : retranchant alors cette quantité de celle du chlorure soumis à l'analyse, l'on a pour différence la quantité de phosphore qu'il contient. (*Mém. d'Arcueil*, tom. III, pag. 419.) Au lieu de 327,6 de chlore, M. Davy admet que 100 de phosphore n'en exigent que 300 pour devenir proto-chlorure ; de sorte que, d'après lui, le deuto-chlorure contiendrait pour la même quantité de phosphore deux fois autant de chlore que le proto-chlorure. (*Annales de Chimie et de Physique*, tom. X, pag. 207.)

Les chlorures de phosphore sont sans usages.

Quelques chimistes les regardent comme des acides qu'ils proposent d'appeler *chloro-phosphoreux*, *chloro-phosphorique* : cette opinion ne peut être soutenue au plus que pour le deuto-chlorure, car l'on a vu que le proto-chlorure n'avait ni la propriété de rougir le papier de tournesol, ni celle de se combiner avec les alcalis.

Digitized by Google

ARTICLE IV.

Des Combinaisons du Soufre avec les corps combustibles simples non métalliques.

187 *bis*. Le soufre est susceptible de combinaison, 1°. avec l'hydrogène; 2°. avec le carbone; 3°. avec le phosphore; 4°. avec le sélénium; 5°. avec le chlore; 6°. avec l'iode. Uni à l'hydrogène, il se combine de plus avec l'azote hydrogéné ou l'ammoniaque.

Les trois premiers composés ont été examinés précédemment (178, 179, 180 et 182 *bis*).

Le dernier le sera dans l'histoire des hydro-sulfures ou des hydro-sulfates (1202). Nous n'avons donc à étudier ici que le sulfure de sélénium, le sulfure de chlore et le sulfure d'iode.

Du Sulfure de Sélénium.

Le soufre et le sélénium se combinent en toutes proportions, de même que le sélénium et le phosphore. Le seul moyen d'obtenir un sulfure à un degré de combinaison déterminé, est de décomposer une solution d'acide sélénique par un courant de gaz hydrogène sulfuré. Lorsqu'on juge que tout l'acide est décomposé, on ajoute quelques gouttes d'acide hydro-chlorique à la liqueur, qui a pris une couleur jaune de citron, et on la chauffe; par ce moyen, le sulfure qui était tenu en suspension intime se sépare et s'agglutine, en formant une masse cohérente, élastique et d'un jaune foncé.

Le sulfure ainsi obtenu contient, sur 100° parties de sélénium, 60,75 de soufre. Il est très-fusible; à 100°, il devient mou; à quelques degrés au-dessus, il se liquéfie

Digitized by Google

complétement; à une température plus élevée encore, il bout; la partie distillée, après son refroidissement, est transparente, d'un jaune rouge et semblable à l'orpiment fondu. Chauffé dans l'air, le sulfure s'enflamme, et donne lieu à du gaz sulfureux et à du gaz oxide de sélénium; le soufre brûle le premier : aussi un mélange d'acide sélénique et de sulfure de sélénium se transforme-t-il, à une certaine température, en gaz sulfureux et en sélénium.

Il est très-soluble dans les dissolutions de potasse et de soude, ainsi que dans leurs hydro-sulfates; la liqueur, en se chargeant de sulfure, prend une couleur orange très-foncée, et le laisse déposer aussitôt qu'on la met en contact avec les acides.

L'acide nitrique est presque sans action sur le sulfure de sélénium; l'eau régale ou l'acide hydro-chloro-nitrique en a une beaucoup plus grande : dans les deux cas, le sélénium et le soufre tendent à passer à l'état acide. (*Annales de Chimie et de Physique*, t. IX, pag. 236.)

Du Sulfure de Chlore ou Chlorure de Soufre.

Lorsqu'on plonge, au moyen d'une petite coupelle, du soufre en vive combustion dans un flacon plein de chlore, il continue de brûler avec flamme; mais lorsqu'on met ces deux corps en contact à la température ordinaire, il y a seulement dégagement de chaleur, quoique l'absorption du gaz par le soufre soit assez rapide : dans les deux cas, il se forme du chlorure de soufre.

Le chlorure de soufre, découvert par M. Thomson, et soumis par Amédée Berthollet à un grand nombre d'expériences (*Mém. d'Arcueil*, tom. I), est liquide, rouge-brun, très-volatil à la température ordinaire; son odeur est vive, piquante et très-désagréable; sa saveur est très-

Digitized by Google

forte ; il rougit fortement la teinture du tournesol ; sa pesanteur spécifique, à 10°, est 1,7.

Chauffé dans une cornue, il entre promptement en ébullition et ne s'altère point. Mis en contact avec l'air, il répand des vapeurs très-épaisses. Un grand nombre de corps peuvent en opérer la décomposition.

En mêlant ensemble par l'agitation parties égales de chlorure de soufre et d'eau, il en résulte une ébullition très-vive et un grand dégagement de chaleur ; il se dépose du soufre, et l'on obtient en dissolution de l'acide hydrochlorique, de l'acide sulfureux et un peu d'acide sulfurique : l'eau est donc décomposée, et tandis que son hydrogène s'unit au chlore, son oxigène s'unit à la majeure partie du soufre.

Les mêmes phénomènes se présentent lorsqu'on met en contact l'éther ou l'alcool avec le chlorure de soufre : seulement ils sont plus marqués en raison de la volatilité de ces deux liqueurs ; la réaction est même telle, qu'à chaque fois qu'on laisse tomber une goutte de chlorure dans de l'alcool très-concentré, il se produit comme une sorte de décrépitation.

Si, au lieu de verser le chlorure de soufre dans de l'éther ou de l'alcool, on le verse dans de l'ammoniaque, de nouveaux phénomènes apparaissent : une vive ébullition a lieu ; du soufre est précipité entraînant un peu d'alcali dans le cas où celui-ci est en excès, et il se forme tout à la fois un sulfite, un sulfate et un hydro-chlorate d'ammoniaque ; il se forme, en outre, d'épais tourbillons d'un beau rouge-violacé. Les dissolutions de potasse et de soude concentrées nous offrent des phénomènes à-peu-près semblables.

Enfin, lorsqu'on verse le chlorure de soufre sur du mercure, la surface du métal se ternit, il se manifeste une chaleur très-vive, et bientôt, à la place du mercure et du chlorure de soufre, on ne trouve plus qu'une masse grise,

Digitized by Google

pulvérulente, qui n'est autre chose qu'un mélange de sulfure et de chlorure de mercure.

Le chlorure de soufre n'existe point dans la nature: c'est en faisant passer du chlore sec à travers la fleur de soufre pur ou le soufre sublimé, qu'on se le procure. A cet effet, l'on prépare ce gaz comme nous l'avons dit précédemment (pag. 235), et on le fait rendre par un tube au fond d'une éprouvette dans laquelle on met le soufre; peu à peu la combinaison a lieu; l'expérience n'est achevée que lorsque tout le soufre a disparu, ce qui exige beaucoup de temps. Suivant M. Thomson, la quantité de soufre est à la quantité de chlore dans ce chlorure comme 45,85 à 51,58 (*Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XIV, p. 322); mais il nous semble que la première doit être plus petite, car 100 grammes de soufre produisent à-peu-près 300 grammes de chlorure; peut-être, au reste, qu'il existe plusieurs chlorures (*id.*, p. 326).

Plusieurs chimistes regardent le chlorure de soufre comme un acide qu'ils proposent d'appeler *chloro-sulfurique*, parce qu'il rougit la teinture et le papier de tournesol.

L'opinion contraire nous paraît plus fondée, parce que l'on peut attribuer le changement de couleur bleue à la formation subite d'une certaine quantité d'acide hydrochlorique ou sulfureux, et que d'ailleurs le chlorure de soufre ne s'unit point avec les bases salifiables.

Sulfure d'Iode.

Le soufre s'unit facilement à l'iode, mais avec bien moins d'énergie que le phosphore. Une douce chaleur est nécessaire pour opérer la combinaison; le sulfure qui en résulte est rayonné et brillant comme celui d'antimoine. Il se décompose facilement: à peine l'expose-t-on à une température un peu plus élevée que celle à laquelle il se forme, que l'iode s'en sépare.

Digitized by Google

ARTICLE V.

Des Combinaisons du Sélénium avec les corps combustibles non métalliques.

187 *ter*. Le sélénium n'a encore été combiné, parmi tous ces corps, qu'avec l'hydrogène, le phosphore et le soufre. Les phosphure et sulfure de sélénium ont été examinés (184 *bis* et 187 *bis*). L'hydrogène sélénié étant acide, ne le sera que par la suite (445).

ARTICLE VI.

Des Combinaisons du Chlore avec les corps combustibles simples non métalliques.

188. Le chlore peut s'unir, 1°. avec le carbone; 2°. avec le phosphore; 3°. avec le soufre; 4°. avec l'iode; 5°. avec l'azote; 6°. avec l'hydrogène; 7° avec le cyanogène ou l'azote carboné; 8°. uni à l'hydrogène, c'est-à-dire à l'état d'acide hydro-chlorique; il se combine encore avec l'ammoniaque.

Parmi toutes ces combinaisons, les trois premières ont été examinées (181 *bis*, 187 et 187 *bis*) : la sixième le sera sous le nom d'*acide hydro-chlorique* (455); la septième, sous le nom d'*acide chloro-cyanique*, dans l'*histoire des matières animales*; et la dernière, sous le nom d'*hydro-chlorate d'ammoniaque* (1202).

Nous ne devons donc étudier ici que les chlorures d'iode et d'azote.

Digitized by Google

Du Chlorure d'Iode.

L'iode absorbe rapidement le chlore à la température ordinaire, et forme, en produisant au moins 100° de chaleur, un composé déliquescent, dont quelques parties sont d'un jaune-orangé clair, et d'autres d'un rouge-orangé. Celles-ci contiennent moins de chlore et sont moins volatiles que les précédentes. Toutes sont déliquescentes. Mises en contact avec l'eau, elles la décomposent selon toute apparence, en donnant lieu, les premières, à de l'acide hydro-chlorique et à de l'acide iodique; et les secondes, à de l'acide hydro-chlorique et à de l'acide iodique ioduré. C'est pourquoi, lorsqu'on ajoute de la potasse à la liqueur, l'on obtient, avec celles qui sont jaunes, de l'hydro-chlorate et de l'iodate alcalin seulement; et avec celles qui sont rouges, ces deux sels, et, de plus, un précipité d'iode, pourvu que l'alcali soit versé peu à peu. Cependant, comme la dissolution du chlorure dans l'eau conserve la propriété de décolorer l'indigo dissous dans l'acide sulfurique, et que cette propriété annonce dans le composé la présence d'une certaine quantité de chlore, il paraîtrait que celui-ci ne passe complétement à l'état d'acide hydro-chlorique que par l'influence de l'alcali. (*Voyez*, pour plus de détails, le *Mémoire* de M. Gay-Lussac, *Annales de Chimie*, tom. XCI, pag. 48.)

Chlorure d'Azote.

Le chlore ne fait que se mêler avec le gaz azote; mais il forme avec l'azote à l'état de gaz naissant un composé qui est doué de propriétés très-extraordinaires, et que M. Dulong découvrit en 1811. Nous le connaîtrons sous le nom de *chlorure d'azote*.

Digitized by Google

On l'obtient en dissolvant une partie d'un sel ammoniacal quelconque, par exemple, d'hydro-chlorate d'ammoniaque, dans 20 parties d'eau, et faisant passer à travers cette dissolution un excès de chlore. A cet effet, on prend un entonnoir dont l'extrémité, tirée à la lampe, n'a qu'une très-petite ouverture, et plonge dans une petite capsule pleine de mercure. On remplit presque entièrement cet entonnoir de la dissolution du sel ammoniacal; ensuite on y introduit un tube que l'on fait descendre jusqu'à peu de distance de la surface du mercure, et l'on verse par ce tube une dissolution concentrée d'hydro-chlorate de soude, jusqu'à ce qu'elle forme une couche d'environ 4 à 5 centimètres de hauteur. Cette couche, qui occupe la partie inférieure de l'entonnoir où le chlorure d'azote doit se rassembler, est destinée à soustraire ce composé au contact de la dissolution de sel ammoniac, qui le décomposerait en partie. L'appareil étant ainsi disposé, on fait plonger dans l'entonnoir le tube par lequel arrive le chlore, mais de manière qu'il ne touche pas la solution d'hydro-chlorate de soude, et que le mouvement produit par l'arrivée des bulles ne mêle pas les deux dissolutions, qui ne sont séparées que par la différence de leur pesanteur spécifique. Le chlore est d'abord absorbé en grande partie par la solution de sel ammoniacal. Quelque temps après, cette dissolution se trouble; on voit s'y former de toutes parts de petites bulles de gaz, et bientôt ensuite apparaissent de petites gouttes de chlorure d'azote qui se réunissent peu à peu et tombent au fond de l'entonnoir sur le mercure.

Quand on a obtenu une suffisante quantité de chlorure d'azote, on retire la capsule qui contient le mercure, et l'on reçoit ce chlorure d'azote dans une autre capsule vide ou pleine d'eau distillée.

Digitized by Google

Le chlorure d'azote ainsi obtenu est liquide et comme oléagineux ; sa couleur est fauve ; son odeur est très-piquante, insupportable, et analogue à celle du gaz acide chloroxi-carbonique. Sa saveur n'est point connue, mais elle est probablement très-forte. On n'a point encore déterminé sa pesanteur spécifique ; on sait seulement qu'elle est plus grande que celle de l'eau, car lorsqu'on verse du chlorure d'azote dans de l'eau, même chargée de sel, il la traverse et se rassemble au fond du vase.

Le chlorure d'azote est très-volatil ; mis en contact avec l'air à la température ordinaire, il s'y vaporise promptement et lui communique une odeur suffocante qui le rend presque irrespirable. Exposé à une chaleur d'environ 30°, le chlorure d'azote détone tout-à-coup avec violence, en donnant lieu à un grand dégagement de calorique et de lumière ; dégagement qui provient probablement de ce que les deux élémens, par leur contact, se constituent dans des états opposés d'électricité, et de ce que les deux fluides s'unissent au moment de la décomposition (83). Les produits de cette décomposition ne peuvent être que du chlore et du gaz azote.

L'action du chlorure d'azote sur le phosphore est très-violente ; une détonation semblable à la précédente a lieu au moindre contact de ces deux substances ; il ne faut même, pour cela, qu'une très-petite quantité de chlorure d'azote : aussi, lorsqu'on place du phosphore au fond de l'entonnoir où l'on prépare ce chlorure, la première goutte presque imperceptible de chlolure d'azote qui tombe sur le phosphore détermine-t-elle la rupture de l'appareil. Cette détonation cesse d'avoir lieu, d'après MM. Berzelius et Marcet, par l'addition d'une certaine quantité de carbure de soufre.

L'action du chlorure d'azote sur le soufre est moins grande que sur le phosphore. En effet, en plaçant un

Digitized by Google

morceau de soufre dans l'entonnoir où l'on prépare le chlorure d'azote, les gouttes de chlorure d'azote s'y unissent à mesure qu'elles se forment, et donnent lieu à un composé triple de couleur brune, qui se décompose à mesure avec une effervescence continuelle, mais tranquille. Il paraît que le gaz qui se dégage alors est de l'azote, et qu'il se forme de l'acide hydro-chlorique et de l'acide sulfureux, comme lorsque le chlorure de soufre est décomposé par l'eau.

Le cuivre, et sans doute plusieurs autres métaux, décomposent le chlorure d'azote. Pour opérer cette décomposition, on place le chlorure d'azote, avec de la tournure de cuivre, dans un flacon plein d'eau distillée, et garni d'un tube dont l'extrémité s'engage sous une cloche pleine de mercure; le cuivre noircit d'abord, et bientôt l'eau distillée prend la couleur d'une dissolution de chlorure de cuivre; il ne se dégage que de l'azote pur qu'on recueille sous la cloche. En précipitant la dissolution de chlorure de cuivre par le nitrate d'argent, il est facile de déterminer la quantité de chlore qui entre dans la combinaison, et d'en faire une analyse exacte. C'est en voulant faire cette analyse que M. Dulong a été blessé une seconde fois par une détonation qui montre combien on doit prendre de précautions dans toutes les expériences qu'on tente sur cette substance, et qui l'a empêché de connaître directement la proportion des élémens dont elle est composée.

Nous avons dit qu'à mesure que le chlorure d'azote se formait dans la dissolution de sel ammoniacal, on voyait paraître en même temps dans cette dissolution une multitude de petites bulles : ces bulles sont produites par un gaz particulier qui paraît être du chlorure d'azote en vapeur, mêlé à du gaz azote. Ce gaz a une odeur très-forte, se décompose quelquefois spontanément dans

Digitized by Google

l'air, en donnant lieu à une légère détonation et à une vive lumière. On peut le recueillir en substituant à l'entonnoir un flacon de Wolf garni d'un tube plongeant sous une cloche pleine d'eau. Récemment recueilli, il détone ordinairement, comme nous venons de le dire, à l'instant où l'on renverse la cloche; mais il perd bientôt cette propriété lorsqu'il reste en contact avec l'eau; il la perd également sous la cloche à mercure : dans ce cas, le métal se convertit en chlorure, et il ne reste sous la cloche que de l'azote pur. Cette décomposition a lieu sans aucun changement dans le volume du gaz; ce qui semble prouver que le chlorure d'azote, à l'état de vapeur, a précisément le même volume que l'azote qu'il contient.

ARTICLE VII.

Des Combinaisons de l'Iode avec les corps combustibles simples non métalliques.

188 *bis*. L'iode est capable de se combiner, 1°. avec l'hydrogène; 2°. avec le phosphore; 3°. avec le soufre; 4°. avec le chlore; 5°. avec l'azote. Uni à l'hydrogène, c'est-à-dire, à l'état d'acide hydriodique, il se combine en outre avec l'ammoniaque ou l'hydrogène azoté.

La première de ces combinaisons sera examinée à l'art. des *Hydracides*, sous le nom d'*acide hydriodique* (446); la deuxième, la troisième et la quatrième l'ont été précédemment (185, 187 *bis* et 188).

La dernière ne le sera que dans l'histoire des *Sels*, sous le nom d'*hydriodate d'ammoniaque* (1202). Nous n'avons donc plus à nous occuper ici que de l'iodure d'azote.

Digitized by Google

De l'Iodure d'Azote.

L'affinité de l'iode pour l'azote est si faible, que ces deux corps ne peuvent s'unir qu'autant que l'azote est à l'état de gaz naissant. C'est pourquoi, lorsqu'on veut obtenir cet iodure, il faut mettre l'iode en contact avec un excès d'ammoniaque liquide, à la température ordinaire : alors une portion de l'ammoniaque (hydrogène azoté) se décompose à l'instant même, et de là résultent, d'une part, l'iodure qui se précipite en poudre noirâtre, et de l'autre, de l'hydriodate d'ammoniaque qui reste dissous. Au bout d'un quart d'heure, l'iodure peut être jeté sur un filtre et lavé.

L'iodure d'azote fulmine avec la plus grande force. Lorsqu'il est sec, la détonation est souvent spontanée; quand il est humide, elle n'a lieu ordinairement que par une légère pression; dans l'obscurité, elle est toujours accompagnée d'un dégagement de lumière très-sensible, et dans tous les cas elle est due à ce que l'azote et l'iode se séparent et se réduisent en gaz.

Puisque l'iodure d'azote, quand il est sec, peut se décomposer spontanément, nombre de corps doivent en opérer la décomposition, même quand il est très-humide : c'est en effet ce qui a lieu. Les alcalis nous offrent surtout cette propriété à un degré marqué, à cause de leur action sur l'iode : par exemple, la potasse est à peine versée sur la poudre d'iodure, que déjà l'on voit l'azote se dégager sous forme de bulles : elle agit alors comme sur l'iode pur (484).

Suivant M. Colin, l'iodure d'azote est composé en poids de 5,8544 d'azote et de 156,21 d'iode, ou, ce qui revient au même, de 1 volume d'azote et de 3 volumes d'iode. (*Annales de Chimie*, t. XCI, p. 262.)

Digitized by Google

ARTICLE VIII.

Des Combinaisons de l'Azote avec les autres corps combustibles non métalliques.

189. Les composés connus d'azote et des autres corps combustibles sont ceux qui résultent de sa combinaison, 1°. avec l'hydrogène ; 2°. avec le carbone ; 3°. avec le chlore; 4°. avec l'iode; 5°. avec le carbone et l'hydrogène; 6°. avec le carbone et le chlore.

La première de ces combinaisons sera examinée sous le nom d'*ammoniaque* (569); la deuxième, la troisième et la quatrième l'ont été sous les nos 182, 188 et 188 *bis* ; il ne sera question de la cinquième et de la sixième que dans l'histoire des matières animales, sous les noms d'*acide hydro-cyanique* et d'*acide chloro-cyanique*.

CHAPITRE II.

DE LA COMBINAISON DES CORPS COMBUSTIBLES NON MÉTALLIQUES AVEC LES MÉTAUX.

Parmi les neuf corps combustibles non métalliques, le soufre, le phosphore, le sélénium, le chlore et l'iode sont les seuls qui semblent pouvoir se combiner avec presque tous les métaux. L'hydrogène ne se combine qu'avec le potassium, l'arsenic et le tellure; le carbone qu'avec le fer, et tout au plus quelques autres; l'azote qu'avec le potassium et le sodium; et le bore qu'avec le fer et le platine.

Digitized by Google

De la Combinaison de l'hydrogène avec le potassium.

Le potassium forme avec l'hydrogène deux composés bien distincts, en admettant celui que M. Sémentini a décrit le premier : l'un est solide et doit prendre le nom d'*hydrure* ; l'autre est gazeux, et doit être appelé *gaz hydrogène potassié*. Le premier contient beaucoup moins d'hydrogène que le second.

De l'Hydrure de Potassium.

190. *Propriétés.* — L'hydrure de potassium est solide, gris et sans apparence métallique. Sa pesanteur spécifique n'est pas connue.

Exposé à la chaleur qu'on peut produire avec une lampe à esprit-de-vin, il se décompose promptement ; tout l'hydrogène en est dégagé à l'état de gaz, et tout le potassium en est mis à nu. Mis en contact, à chaud, avec le mercure, il éprouve une décomposition plus prompte encore que par la chaleur seule ; tout l'hydrogène en est également dégagé, et il se forme un amalgame de potassium : cette décomposition par le mercure peut même être produite à froid dans l'espace de quelques jours.

Il ne s'enflamme ni dans l'air, ni dans l'oxigène, à la température de 8° ; il y brûle vivement à l'aide d'une légère chaleur ; il produit avec l'eau un peu plus d'une fois et un quart autant d'hydrogène que le potassium qu'il contient ; et, s'il a en même temps le contact de l'eau et de l'air, il se détruit en s'enflammant à la manière du potassium.

Etat, Préparation, etc. — L'hydrure de potassium n'existe point dans la nature. Pour l'obtenir, on remplit de mercure une petite cloche de verre courbe ; ensuite

Digitized by Google

on y fait passer du gaz hydrogène, et on porte avec une tige de fer un petit fragment de potassium jusque dans la partie courbe de la cloche; alors on la chauffe peu à peu avec la lampe à esprit-de-vin, et on agite le métal avec la tige recourbée. Il ne faut pas trop élever la température, car la combinaison n'aurait pas lieu; d'une autre part, il faut l'élever assez pour qu'elle puisse se faire: on saisira facilement le degré de chaleur convenable par le moyen de quelques essais. L'expérience doit être continuée jusqu'à ce que le potassium refuse d'absorber du gaz.

L'hydrure de potassium est sans usages; il a été découvert par MM. Gay-Lussac et Thenard. (*Recherches physico-chimiques*, tom. 1, p. 176.)

Du Gaz hydrogène potassié.

191. D'après M. Sémentini, professeur de chimie à Naples, le gaz hydrogène potassié se forme toutes les fois qu'on traite l'hydrate de protoxide de potassium par le fer à une très-haute température (1208). On peut recueillir ce gaz sur le mercure. Il faut donc admettre que, dans cette opération, l'oxigène de l'eau et du protoxide se combine avec le fer, tandis que l'hydrogène se combine en partie avec le potassium. L'hydrogène potassié est sans couleur. Récemment fait, il s'enflamme par le contact du gaz oxigène ou de l'air, à la température ordinaire; mais, au bout d'un certain temps, par exemple, de quelques heures, il n'est plus doué de cette propriété, parce qu'il laisse déposer une certaine quantité de potassium, de même que l'hydrogène per-phosphoré laisse déposer une certaine quantité de phosphore. Dans tous les cas, il prend feu à l'aide de la chaleur, et forme de l'eau et du protoxide de potassium.

Digitized by Google

Des Combinaisons de l'Hydrogène avec l'Arsenic.

191 *bis*. De même qu'il existe deux composés d'hydrogène et de potassium, de même il existe deux composés d'hydrogène et d'arsenic. L'un de ces composés est solide, et l'autre est gazeux. D'après cela, nous appellerons le premier *hydrure d'arsenic*, et le second *hydrogène arsénique*.

De l'Hydrure d'Arsenic.

192. *Propriétés*. — L'hydrure d'arsenic est solide, brun-rougeâtre, terne, sans odeur, sans saveur. On ignore quelle est sa pesanteur spécifique.

L'hydrure d'arsenic ne se décompose pas à une chaleur voisine de la chaleur rouge-cerise : c'est ce que l'on prouve en le calcinant avec la lampe à esprit-de-vin, dans une petite cloche de verre courbe, pleine de mercure et de gaz azote. L'expérience étant faite, on voit que l'hydrure n'a point changé de couleur, et qu'il ne s'est pas dégagé de gaz. Il est très-probable que, par l'action d'une plus forte chaleur, cet hydrure éprouverait une décomposition complète. L'hydrure d'arsenic n'a aucune action sur le gaz oxigène, à la température ordinaire. A une température élevée, il l'absorbe, et il en résulte de l'eau, du deutoxide d'arsenic, et un dégagement de calorique et de lumière. Remplissez de mercure une petite cloche courbe; faites-y passer du gaz oxigène, et portez jusque dans la partie courbe de cette cloche une certaine quantité d'hydrure, avec des pinces dont les extrémités sont terminées en forme de cuiller (pl. XII, fig. 6); enfin chauffez l'hydrure avec la lampe à esprit-de-vin, et bientôt il s'enflammera.

L'air n'agit sur l'hydrure d'arsenic que par le gaz oxi-

Digitized by Google

gène qu'il contient; ainsi cette action doit être la même que la précédente, si ce n'est qu'elle est moins forte : on la constate de la même manière. L'action de l'hydrure d'arsenic sur les corps combustibles n'a point encore été examinée.

Etat, Préparation, etc. L'hydrure d'arsenic n'existe point dans la nature.

On peut obtenir de l'hydrure d'arsenic en faisant plonger dans l'eau les deux fils positif et négatif d'une pile en activité, et en adaptant un fragment d'arsenic à l'extrémité du fil négatif. Les deux principes constituans de l'eau seront séparés; l'oxigène sera porté à l'extrémité du fil positif, et l'hydrogène, se rendant à l'extrémité du fil négatif, se combinera avec l'arsenic; on verra peu à peu se former des flocons qui ne seront autre chose que l'hydrure de ce métal.

L'hydrure d'arsenic s'obtient également soit en traitant un alliage d'arsenic et de potassium par l'eau (284), soit en conservant l'hydrogène arseniqué dans des flacons dont le col plonge dans ce liquide (193), soit enfin en faisant passer peu à peu du chlore dans du gaz hydrogène arseniqué (193).

Cet hydrure, qui est sans usages, et dont on n'a point encore bien déterminé la proportion des principes constituans, a été découvert par MM. Davy, Gay-Lussac et Thenard. (*Recherches physico-chimiques*, tom. I, pag. 232.)

De l'Hydrogène arseniqué.

193. *Propriétés.* — L'hydrogène arseniqué, examiné successivement par Schéele, Proust, Trommsdorf, surtout par Stromeyer, etc. (*Journal de Physique*, tom. LXIX, p. 147), est un gaz sans couleur, dont l'odeur est nauséabonde, et dont la pesanteur spécifique est de 0,529,

Digitized by Google

d'après Trommsdorf, et de 0,5552, d'après M. Davy. Son action sur l'économie animale est des plus délétères : la mort de Gehlen ne le prouve que trop. Ayant respiré une très-petite quantité de ce gaz en s'occupant avec M. Ruhland, au mois de juillet 1815, de recherches sur l'action réciproque de l'arsenic et de la potasse, il eut, au bout d'une heure, des vomissemens continuels accompagnés de frissons et d'une grande faiblesse. Ces symptômes alarmans, loin d'aller en diminuant, ne firent que s'accroître; rien ne put les calmer, et le malheureux Gehlen expira le neuvième jour, au milieu de souffrances insupportables. (*Annales de Chim.*, tom. xcv, pag. 110.)

L'hydrogène arseniqué ne se décompose pas à la température ordinaire; il est probable que si on l'exposait à une haute température, en le faisant passer, au moyen de deux vessies, à travers un tube incandescent (pl. XXIII, fig. 3), l'on en opérerait la décomposition, de telle sorte qu'il en résulterait de l'hydrure d'arsenic et du gaz hydrogène retenant peut-être encore de l'arsenic; car, par une série d'étincelles électriques, il paraît qu'on parvient à le transformer en ces deux sortes de produits.

Soumis à l'action d'un froid d'environ 30°, sous la pression atmosphérique, il se liquéfie, suivant les expériences de M. Stromeyer. En augmentant la pression, la liquéfaction s'opérerait sans doute avec beaucoup plus de facilité.

L'hydrogène arseniqué n'a d'action sur le gaz oxigène bien sec qu'à l'aide de la chaleur; il est alors décomposé par ce gaz, et il se forme de l'eau et de l'hydrure d'arsenic, ou bien de l'eau et de l'oxide d'arsenic, selon que la quantité de gaz oxigène est plus ou moins grande. Dans tous les cas, il y a dégagement de calorique et de lumière. L'expérience peut être faite dans l'eudiomètre, sur l'eau

Digitized by Google

ou sur le mercure; il faut employer environ deux fois autant de gaz oxigène que d'hydrogène arseniqué en volume pour que la combustion soit complète.

Introduit dans un vase de demi-litre et enflammé avec une bougie, ce mélange détone avec beaucoup de force. Si, dans cette expérience, la quantité d'oxigène était trop grande, la combustion n'aurait pas lieu, surtout dans l'eudiomètre de Volta.

L'air atmosphérique exerce sur le gaz hydrogène arseniqué la même action que le gaz oxigène, excepté qu'il ne brûle que très-difficilement l'arsenic, et que, le plus souvent, celui-ci, restant uni à de l'hydrogène, passe seulement à l'état d'hydrure. On peut en acquérir la preuve en remplissant de gaz hydrogène arseniqué une cloche pleine d'eau ou de mercure, la renversant et y plongeant une bougie allumée; le gaz brûlera couche par couche, et déposera sur les parois de la cloche un enduit brun, qui n'est probablement que de l'hydrure d'arsenic.

L'eau récemment distillée n'agit en aucune manière sur l'hydrogène arseniqué; il n'en est pas de même de celle qui tient de l'oxigène en dissolution; elle s'empare peu à peu d'une partie de l'hydrogène du gaz, et le ramène à l'état d'hydrure. Voilà pourquoi les flacons pleins de gaz hydrogène arseniqué se couvrent en quelques jours d'un enduit brun-maron brillant, lorsqu'on les renverse et qu'on tient leurs cols ouverts ou mal fermés dans l'eau. C'est aussi pour cette raison que le gaz hydrogène arseniqué sec, qui n'est point altéré par l'oxigène et l'air également secs, l'est avec le temps par ces gaz humides : la vapeur, en se précipitant par les variations de température, entraîne de l'oxigène qui, liquéfié par l'eau, ne tarde point à décomposer une petite partie du gaz arseniqué.

Digitized by Google

Lorsqu'on introduit du soufre avec l'hydrogène arseniqué dans une petite cloche courbe sur le mercure, et qu'on la chauffe avec la lampe à esprit-de-vin, bientôt l'hydrogène arseniqué est décomposé; il résulte de cette décomposition du sulfure d'arsenic solide et du gaz hydrogène sulfuré.

Le potassium, le sodium, l'étain, mis en contact, comme le soufre, avec l'hydrogène arseniqué dans une petite cloche courbe, opèrent aussi la décomposition de ce gaz; ils en absorbent l'arsenic et en dégagent l'hydrogène. Cependant les deux premiers retiendraient une portion de celui-ci s'ils étaient en excès, et si la température n'était point suffisamment élevée.

Mais de tous les corps, celui qui a le plus d'action sur ce gaz est le chlore. En effet, chaque bulle de chlore que l'on fait passer dans une éprouvette en partie pleine d'hydrogène arseniqué, donne lieu à une inflammation subite, à de l'acide hydro-chlorique, et à un dépôt d'hydrure d'arsenic qui apparaît sous forme de vapeurs brunes et épaisses.

État, Préparation. — Le gaz hydrogène arseniqué est toujours un produit de l'art; on l'obtient en fondant ensemble, dans un creuset couvert, un mélange de 3 parties d'étain en grenaille et d'une partie d'arsenic en poudre, et en traitant l'alliage qui en résulte par de l'acide hydrochlorique liquide et concentré.

Cette expérience se fait dans une fiole; on y introduit une certaine quantité d'alliage d'étain et d'arsenic, pulvérisé; on y verse ensuite quatre à cinq fois autant d'acide hydro-chlorique que d'alliage, puis on adapte au col de la fiole un tube recourbé; on place cette fiole sur un petit fourneau, et on la chauffe peu à peu (pl. xx, fig. 2). Bientôt le gaz hydrogène arseniqué se dégage; on le recueille sur l'eau ou sur le mercure; il se forme en même

Digitized by Google

temps de l'hydro-chlorate de protoxide d'étain qui reste dans la liqueur : d'où l'on voit que, dans cette opération, l'eau qui tient en dissolution l'acide hydro-chlorique est décomposée ; que, d'une part, son hydrogène se combine avec l'arsenic, et que, de l'autre, son oxigène s'unit à l'étain et à l'acide hydro-chlorique. On ne peut point combiner directement l'hydrogène avec l'arsenic.

Composition. — 100 parties de gaz hydrogène arseniqué en volume contiennent au moins 140 parties de gaz hydrogène ; on le prouve en chauffant le gaz hydrogène arseniqué avec l'étain. A cet effet, on remplit une petite cloche courbe de mercure ; on y fait passer 100 parties de gaz hydrogène arseniqué ; ensuite on porte un excès d'étain jusque dans la partie courbe de cette cloche, et on la chauffe presque jusqu'au rouge, avec la lampe à esprit-de-vin, pendant une demi-heure ; puis on mesure le gaz restant. En admettant ce résultat et en supposant que la densité du gaz hydrogène arseniqué, donnée précédemment, soit exacte, il s'ensuivrait que ce gaz est composé de 100 d'arsenic et de 28,68 d'hydrogène en poids. Cette quantité d'hydrogène est certainement beaucoup trop forte, ce qui tient sans doute à ce que la densité du gaz arseniqué est plus grande que celle que nous avons rapportée.

Aussi M. Stromeyer, en analysant ce gaz par l'acide nitrique, et déterminant directement par ce moyen la quantité d'arsenic qu'il contient, l'a trouvé formé de 10,89 d'arsenic et de 1,24 d'hydrogène.

Le gaz hydrogène arseniqué et sans usages.

Du Gaz hydrogène telluré, et de l'Hydrure de tellure.

194. Le gaz hydrogène telluré a une odeur presque analogue à celle du gaz hydrogène sulfuré ; il est incolore ; on ne connaît pas sa pesanteur spécifique.

Digitized by Google

Mis en contact avec le gaz oxigène ou l'air et un corps en combustion, il s'enflamme. Il est soluble dans l'eau. Exposé en solution dans ce liquide au contact de l'air, il cède une portion de son hydrogène à l'oxigène de celui-ci, et passe à l'état d'hydrure, qui colore la liqueur en pourpre, et finit par se déposer sous forme de poudre brune. Probablement qu'à une haute température il se décomposerait sans la présence d'aucun corps, et qu'à plus forte raison la plupart des métaux en opéreraient la décomposition au degré de la chaleur rouge.

Le chlore et le soufre doivent agir sur lui comme sur le gaz hydrogène arseniqué.

Il a la propriété de s'unir aux bases salifiables et de les neutraliser jusqu'à un certain point, en sorte qu'on peut le regarder comme un faible acide métallique : il pourrait donc être appelé acide *hydro-tellurique*.

Etat, Préparation, etc. — Le gaz hydrogène telluré n'existe point dans la nature; on l'obtient en traitant successivement par l'eau et par l'acide hydro-chlorique un alliage de potassium et de tellure; il se forme d'abord, par la décomposition de l'eau, une combinaison d'hydrogène telluré et de protoxide de potassium, qui reste en dissolution dans la liqueur; ensuite l'acide hydro-chlorique s'empare du protoxide, et met en liberté l'hydrogène telluré, qui se dégage avec effervescence. Cette expérience peut-être faite dans une éprouvette pleine de mercure. La liqueur, avant l'addition de l'acide, est ordinairement d'un pourpre très-foncé.

Peut-être parviendrait-on à produire le gaz hydrogène telluré de la même manière que le gaz hydrogène arseniqué, c'est-à-dire, en traitant un alliage de tellure et d'étain par l'acide hydro-chlorique (193) : jusqu'à présent l'on n'a point fait d'expériences à cet égard.

Hydrure de tellure. — Quant à l'hydrure de tellure,

Digitized by Google

il se prépare en adaptant à l'extrémité du fil négatif de la pile un fragment de tellure, et le plongeant dans l'eau, où se rend d'ailleurs l'extrémité du fil positif. A mesure que l'eau se décompose, l'hydrogène porté à l'extrémité du fil négatif se combine tout entier avec le tellure, et produit une poudre brune qui n'est autre chose que l'hydrure lui-même. On n'a point encore déterminé la proportion des principes constituans de l'hydrure de tellure. Il est sans usages, de même que l'hydrogène telluré.

L'hydrure a été découvert par Ritter, et l'hydrogène telluré par M. Davy. (*Elémens de Chimie philosophique*, tom. II, art. *Tellure*.)

Des Borures de Fer et de Platine.

194 *bis*. On ne connaît presqu'aucune des propriétés des borures; on sait seulement, d'après M. Descostils (*Recherches physico-chimiques*, tom. I, pag. 306), qu'ils sont solides, cassans, insipides, inodores; qu'on les forme en calcinant fortement dans un creuset brasqué (voyez *Creuset brasqué, Description des Appareils*) un mélange de charbon, d'acide borique et de limaille de fer ou de platine, épaissi par l'huile grasse; que dans cette opération l'oxigène de l'acide borique s'unissant avec le charbon, produit du gaz oxide de carbone qui se dégage; et que le bore, se combinant avec le fer ou le platine, forme un borure qui entre en fusion, et donne lieu à un culot d'apparence métallique.

De la Combinaison du Carbone avec le Fer.

195. Le carbone se combine en des proportions très-différentes avec le fer : de là résultent l'acier, la plombagine ou la mine à crayon, peut-être la fonte ou fer de

Digitized by Google

gueuse, et peut-être encore d'autres composés peu examinés jusqu'ici. L'acier du commerce contient depuis un millième jusqu'à dix millièmes de son poids de charbon; le meilleur en contient de cinq à sept millièmes. La plombagine ou la mine à crayon est formée de 8 parties de fer et de 92 parties de charbon. Les autres composés contiennent plus de charbon que l'acier, et moins que la plombagine. Nous n'exposerons maintenant que les propriétés de l'acier et de la plombagine, et nous ne traiterons de la fonte qu'à l'époque où nous parlerons de l'extraction du fer (*a*).

De l'Acier ou du Proto-Carbure de fer.

196. *Propriétés.* — L'acier est solide, très-brillant, susceptible d'un beau poli, très-ductile et très-malléable, sans saveur et sans odeur. Son tissu est grenu et ses grains

(*a*) On distingue deux espèces de fonte : la fonte grise et la fonte blanche : toutes deux s'obtiennent en traitant à une haute température les oxides de fer naturels par le charbon (1224).

La moyenne de cinq analyses de fonte grise, faites par divers chimistes, est de : fer, 93,79; charbon, 2,76; laitier, ou oxyde de fer combiné avec la silice, la chaux et autres matières étrangères au fer, 2,21; manganèse, 0,64; cuivre, 0,08; phosphore, 0,21; soufre, des traces.

La moyenne de trois analyses de fonte blanche est de : fer, 96,27; charbon, 0, 66; laitier, 1,48; manganèse, 1,52; cuivre, 0,05.

Le manganèse, le cuivre, le phosphore et le soufre, proviennent des minerais de fer qu'on emploie, et qui contiennent presque toujours un peu d'oxide de manganèse, un peu de phosphate de fer, de sulfures de fer et de cuivre. Ils ne sont point essentiels à la composition de la fonte proprement dite, qui pourrait ne contenir que du fer, du charbon et du laitier; ils n'en font que modifier les propriétés.

Plusieurs chimistes pensent aujourd'hui que la fonte ne renferme aucun oxide, et que la silice et la chaux, etc., qu'on en retire, proviennent du silicium, du calcium, qui s'y trouvent et qui s'unissent à l'oxigène dans le cours de l'analyse. Cette opinion, d'abord contestée, paraît maintenant la plus vraisemblable; c'est celle qui se concilie le mieux avec les faits.

Digitized by Google

fins et serrés. Sa pesanteur spécifique est un peu moindre que celle du fer.

Lorsqu'on expose l'acier à l'action d'une chaleur rouge, et qu'on le fait refroidir peu à peu, ses propriétés physiques restent les mêmes. Mais lorsqu'on le fait refroidir subitement, il en acquiert de nouvelles : il devient très-élastique, plus dur, moins dense, moins ductile et moins malléable qu'il n'était; souvent même il devient cassant; son tissu est toujours plus fin et plus serré qu'auparavant : on dit alors de l'acier qu'il est *trempé*, parce que c'est en le plongeant ou en le trempant dans un liquide qu'on lui communique ces diverses propriétés. L'expérience prouve qu'on le trempe d'autant plus qu'on lui fait subir un changement de température plus grand et plus prompt.

Il est tout aussi facile de détremper l'acier que de le tremper; il suffit pour cela de le chauffer jusqu'au rouge et de le laisser refroidir lentement : il reprend ainsi ses propriétés primitives, en sorte qu'on peut ensuite le tremper de nouveau et le détremper encore, etc. L'acier est le seul métal qui puisse se tremper ou se durcir par un refroidissement subit ; ni le cuivre, ni l'argent, ni l'or, ni aucun des autres métaux sous un état quelconque, ne paraissent posséder cette propriété. Le fer lui-même ne la possède pas, et ce qu'il y a de plus extraordinaire, c'est qu'il ne l'acquiert qu'autant qu'on le combine avec une petite quantité de carbone.

Que se passe-t-il dans la trempe de l'acier? Pour s'en faire une idée, il faut d'abord observer que, dans un corps qui se refroidit lentement, les molécules se placent partout sensiblement à la même distance les unes des autres; mais que, dans un corps qui se refroidit subitement, le contraire peut avoir lieu. Prenons pour exemple les larmes bataviques qu'on obtient en laissant tomber dans l'eau froide des gouttes de verre fondu. La couche extérieure,

Digitized by Google

devenant tout-à-coup solide au moment où les parties intérieures sont encore incandescentes, il en résulte qu'après le refroidissement, celles-ci sont forcées d'occuper un espace égal à celui qu'elles occupaient au degré de la chaleur rouge ; elles sont maintenues à la distance qui les sépare alors par cette couche extérieure, à laquelle elles adhèrent. Cette couche les met dans un état de tension, ou, si l'on veut, dans le même état que les fibres d'une corde tendue. C'est pourquoi, lorsqu'on rompt la queue de la larme, les parties intérieures dont elle est composée se détendent, se précipitent les unes vers les autres, s'entre-choquent et se réduisent en poudre avec bruit. Or, l'on peut comparer l'état de l'acier trempé à celui de la larme batavique ; il ne doit y avoir de différence que dans le degré de tension ; car, dans la trempe, c'est aussi la couche extérieure qui, se trouvant saisie par le froid, s'oppose à tout le retrait qu'éprouveraient les parties intérieures par un refroidissement lent. L'acier doit donc les propriétés qu'il possède, sa dureté, sa fragilité, son élasticité, à l'état de tension où se trouvent ses particules (*a*).

On pourrait demander actuellement pourquoi les autres métaux, en général, ne peuvent pas être trempés ; pourquoi le fer lui-même, privé de charbon, n'a pas cette propriété ; mais nous avouerons que jusqu'à présent il est diffi-

(*a*) Le degré de tension des larmes bataviques est toujours plus grand que celui de l'acier ; cette différence de tension paraît provenir principalement de ce que le verre étant mauvais conducteur du calorique, il est froid extérieurement lorsqu'il n'a point encore éprouvé de refroidissement intérieur, au lieu qu'il n'en est pas de même pour l'acier. Cependant on parvient à tremper l'acier assez fortement pour le rendre capable de se rompre avec bruit : c'est une observation qu'on a eu occasion de faire sur quelques coins dont on se sert pour frapper les monnaies ; et c'est ce qu'éprouveraient sans doute un grand nombre de ces coins si on les chauffait fortement, et si on les plongeait dans un bain de mercure à — 10 à 12°.

Digitized by Google

cile, pour ne pas dire impossible, de répondre à cette question, d'autant plus que nous savons depuis peu, d'après les expériences de M. d'Arcet, qu'en plongeant dans l'eau froide un alliage incandescent de 80 de cuivre et de 20 d'étain, on l'obtient très-ductile, tandis que, refroidi lentement, il est cassant.

Le tableau suivant offre les divers degrés de chaleur auxquels on peut élever l'acier pour le tremper, le nom des divers corps dans lesquels on peut le plonger, et les degrés de trempe qui en résultent.

Rouge-brun. Rouge-cerise. Rouge-vif. Rouge-rose. Rouge-blanc.	Eau.....	Trempe très-dure lorsque l'eau est froide et que l'acier est rouge-blanc.
	Mercure..... Plomb..... Etain..... Bismuth..... Presque tous les acides.....	Trempe plus dure que par l'eau.
	Huile de lin... d'olive... Suif, cire..... Résine.....	Trempe moins dure que par l'eau.

C'est ordinairement l'eau qu'on emploie pour tremper l'acier : à cet effet, après avoir fait rougir au feu la pièce d'acier, on la plonge dans ce liquide, et on l'y agite. Quelquefois on lui donne directement la trempe que l'on désire en lui faisant éprouver un refroidissement convenable; mais le plus souvent, au contraire, on lui donne une trempe trop forte, et on la ramène à celle qu'elle doit avoir en la faisant *recuire*, c'est-à-dire, en la chauffant jusqu'à un certain degré, et la laissant refroidir dans l'air : plus on la chauffe, et plus elle perd de sa dureté.

L'acier ayant été trempé très-dur, veut-on le ramener au degré de dureté des rasoirs, des canifs, etc., on le chauffe

Digitized by Google

sur des charbons incandescens jusqu'à ce qu'il prenne une couleur paille. Veut-on lui donner la dureté des ciseaux, des couteaux, on le chauffe jusqu'à la couleur brune. Veut-on lui donner celle des ressorts de montre, on le chauffe jusqu'à ce qu'il prenne une couleur bleue. Enfin, veut-on lui donner celle des ressorts de voiture, on le chauffe jusqu'au rouge-brun. On peut encore opérer les trois premiers recuits en couvrant l'acier d'une légère couche de suif, et le chauffant, pour le premier recuit, jusqu'à ce que le suif répande une légère fumée; pour le second, jusqu'à ce que cette fumée soit plus abondante et un peu colorée; enfin, pour le troisième, jusqu'à ce que le suif soit sur le point de s'enflammer.

Il est quelquefois nécessaire, dans l'opération de la trempe, de prévenir l'oxidation de certaines pièces en acier : alors, pour les tremper, on les fait chauffer dans du plomb élevé au degré de chaleur convenable, et on les plonge dans un corps qui ne soit pas capable de les oxider (*a*).

L'acier est presque aussi difficile à fondre que le fer : aussi ne peut-on le fondre que dans un excellent creuset et dans une bonne forge. Son action sur l'aimant est la même que celle du fer : toutes les aiguilles aimantées sont même en acier, parce que celui-ci conserve bien plus longtemps la vertu magnétique que le fer proprement dit.

L'acier se comporte sensiblement comme le fer avec le gaz oxigène et avec l'air, à toutes sortes de températures. Il n'y a d'autre différence à cet égard qu'en ce que, dans

(*a*) On ferait plus sûrement l'opération du recuit au moyen d'un alliage très-fusible, parce qu'il serait possible de connaître la température nécessaire pour cette opération. L'alliage qu'on obtient en combinant 8 parties de bismuth, 5 de plomb et 3 d'étain, et qui est fusible dans l'eau bouillante, satisferait à toutes les conditions. On l'empêcherait de s'oxider en jetant de temps en temps de la résine sur le bain.

Digitized by Google

la combustion rapide de l'acier, il peut se former un peu de gaz acide carbonique, outre une grande quantité d'oxide de fer.

L'acier agit aussi à-peu-près de la même manière que le fer sur les corps combustibles : par exemple, en le mettant en contact avec le chlore, en le faisant chauffer avec le phosphore, le soufre, l'iode, on obtient des chlorure, phosphure, sulfure, iodure de fer : il est probable cependant qu'il se forme en outre une petite quantité de percarbure de fer. Ce composé se forme surtout dans le traitement de l'acier par les acides qui peuvent attaquer celui-ci. C'est pourquoi, lorsqu'on met une goutte d'acide nitrique sur l'acier, elle y produit une tache noire : l'on se sert même de ce moyen pour distinguer l'acier du fer; mais on y parvient bien plus sûrement par la trempe.

État naturel, Préparation. — L'acier n'a encore été trouvé qu'en petits globules ou en petits rognons dans les produits des houillères embrasées de la Bouiche sur les frontières de l'Auvergne et du Bourbonnais; c'est par conséquent un produit moderne accidentel; on l'a quelquefois désigné sous le nom d'*acier volcanique*. Il paraît que plusieurs des masses de fer tombées de l'atmosphère sont *aciéreuses*.

Il y a quatre principales espèces d'acier : 1°. l'acier naturel, de forge ou de fonte, appelé aussi *acier d'Allemagne*; 2°. l'acier de cémentation; 3°. l'acier fondu; 4°. l'acier damassé.

Acier naturel. — Cet acier se fait tantôt avec de la fonte grise, plus souvent avec la fonte blanche, et quelquefois avec les deux ensemble.

Le procédé que l'on emploie pour transformer la fonte en acier ressemble beaucoup à celui par lequel on la convertit en fer. En effet, l'on se sert de creusets qui ont environ 45 à 50 centimètres de profondeur, et 60 à 70 centi-

Digitized by Google

mètres de côté; l'on remplit ces creusets d'un mélange de charbon pulvérisé et d'une petite quantité d'argile détrempée; l'on comprime fortement ce mélange, et l'on pratique dans la masse cohérente ou brasque qui en résulte, une cavité d'environ 30 à 35 centimètres de profondeur, et de 40 à 50 centimètres de côté. C'est dans cette cavité que doivent être placés les fragmens de fonte, avec assez de charbon pour la remplir : tout étant disposé de cette manière, l'on allume le charbon que l'on remplace à mesure qu'il se consume, et l'on dirige dessus le vent d'un soufflet, en ayant soin que la tuyère soit presque horizontale, et que la fonte soit constamment recouverte d'une couche de scories de quelques centimètres d'épaisseur. Lorsqu'elle commence à devenir pâteuse, ce qui a lieu au bout de huit à neuf heures, un ouvrier l'enlève par portion qu'il présente au vent de la tuyère pour la priver d'un petit excès de carbone qu'elle pourrait contenir; puis il la porte à mesure sous le marteau pour la forger et achever de la convertir en acier. Il paraît que, dans cette opération, outre l'acier, il se forme par l'action que l'air exerce sur la fonte, un peu de gaz oxide de carbone qui se dégage, et un composé de silice, de chaux et d'oxide de fer, d'où résultent les scories qui se rassemblent à la surface. Tels sont, en effet, les corps qui doivent se produire, en supposant que la fonte soit un composé de silice, de chaux, d'oxide de fer, de charbon et de fer, ou plutôt de charbon et de fer unis au calcium et au silicium (195).

L'acier naturel peut être obtenu encore en traitant directement l'oxide de fer par le charbon. On reviendra sur cette méthode en traitant de l'exploitation des mines de fer.

Acier de cémentation. — L'acier de cémentation se fabrique dans des caisses en tôle, en fonte de fer, en terre à creusets, en grès ou en brique : les caisses en brique sont les plus commodes et les plus économiques.

Digitized by Google

Pour faire l'opération, on dispose les caisses dans un fourneau particulier destiné à cet usage; on y met d'abord une couche de cément (*a*) d'environ 23 millimètres d'épaisseur, ensuite un lit de barres de fer (*b*) éloignées d'environ 5 millimètres l'une de l'autre, et distantes de 16 à 18 millimètres des parois de la caisse à leurs extrémités, puis une couche de cément de 12 à 13 millimètres d'épaisseur, puis un lit de barres de fer, etc., jusqu'à ce que la caisse soit presque remplie. Alors ces divers lits sont recouverts de sable légèrement humecté. D'ailleurs, l'on a soin de laisser passer au dehors de cette caisse les extrémités de quelques barres de fer, destinées à servir d'éprouvettes, couvertes d'argile pour être à l'abri de l'action de l'air, et de même épaisseur que les autres barres. Lorsque les caisses sont remplies, on ferme l'ouverture du fourneau par laquelle les ouvriers étaient entrés pour le charger, et on allume le feu : il doit être assez fort pour porter la température de l'intérieur des caisses à 80 ou 90° du pyromètre; sa durée est de cinq à six jours. Lorsque l'on juge que l'opération est proche de sa fin, on retire les éprouvettes pour les examiner : si la combinaison s'est opérée jusqu'au centre, on laisse refroidir le fourneau et l'on retire des caisses les barres, qui sont ordinairement boursoufflées; sinon l'on continue le feu. Dans tous les cas, après l'opération, on les casse par leurs extrémités, et l'on

(*a*) Le cément que l'on emploie le plus ordinairement est formé d'un mélange de 0,4 à 0,8 de suie; 0,4 de charbon de bois; 0,4 à 0,8 de cendre, 0,3 de sel marin. Le charbon animal passe pour être meilleur que le charbon végétal.

(*b*) On ne doit employer que deux espèces de barres de fer pour fabriquer l'acier de cémentation : 1°. le fer doux et mou, qui est le fer pur; 2°. le fer doux et dur, qui contient déjà du carbone, et qui, par cette raison, doit être moins long-temps que l'autre en contact avec le cément. L'épaisseur des barreaux de fer peut être de 10 à 15 millimètres.

Digitized by Google

met de côté celles qui ne sont pas suffisamment aciérées ; on fait chauffer l'acier ainsi obtenu, appelé *acier poule*, et on le forge pour le verser dans le commerce.

Dans cette opération, le charbon se combine avec le fer en passant successivement des couches superficielles aux couches intérieures, en sorte que les premières contiennent toujours plus de charbon que les dernières (*a*).

Acier fondu. — Pour faire l'acier fondu, on prend des creusets de terre réfractaire d'environ 15 à 16 centimètres de diamètre, et de 30 à 35 centimètres de hauteur ; on met dans chacun d'eux 12 à 13 kilogrammes de fragmens d'acier naturel ou de cémentation, que l'on recouvre d'un flux composé de verre de bouteille olive pulvérisé et mêlé avec environ $\frac{1}{4}$ de chaux, ou simplement de poussier de charbon, de houille ou de bois (*b*) ; on les place ensuite dans un bon fourneau à vent, et on les chauffe fortement pendant six à sept heures. Ce temps suffit ordinairement pour fondre cette quantité d'acier ; il est facile, au reste, de s'assurer que l'acier est fondu en trempant une tige de fer dans le creuset. Alors on retire le creuset du fourneau ; on enlève le verre qui est à la surface de l'acier ; on agite celui-ci avec une tige de fer, afin de le mêler, et on le coule avec précaution dans une lingotière. Cet acier est beaucoup plus homogène que les deux premiers.

(*a*) Il arrive quelquefois qu'il faut aciérer de grosses pièces de fer, telles que des cylindres. Elles sont chauffées pour cela de la même manière que les petites barres de fer au milieu d'un cément contenant du charbon. La *chauffe* doit être long-temps prolongée ; plus elle l'est, et plus il y a de couches aciérées. Ordinairement on acière ces sortes de pièces jusqu'à 14 à 15 millimètres de profondeur. D'ailleurs, on les trempe, comme nous l'avons dit précédemment, en les faisant rougir et les mettant en contact avec l'eau.

(*b*) Le flux a pour objet, en fondant, d'abriter l'acier du contact de l'air, et d'empêcher que l'oxigène de ce fluide ne s'empare du charbon qui entre dans sa composition.

Digitized by Google

L'acier fondu peut aussi être fait en chauffant dans un bon creuset, à un feu de forge, un mélange de 3 de fer, de 1 de carbonate de chaux, et de 1 d'argile cuite. Dans ce procédé qui est dû à Clouet (*Journal des Mines*, tom. IX), l'acide carbonique du carbonate de chaux doit être décomposé, du moins en partie; ses élémens se combinent avec le fer, et de là résultent de l'acier qui se rassemble au fond du creuset, et de l'oxide de fer qui, s'unissant avec la chaux et l'argile, se vitrifie et reste à la surface du bain. (*Voir* plus loin, pag. 468, l'opinion de M. Boussingault.)

Les trois espèces d'acier dont nous venons de parler n'ont pas les mêmes qualités. L'acier fondu est très-homogène, prend une grande dureté par la trempe, et est susceptible du poli le plus brillant; mais il ne se forge et ne se soude, soit avec lui-même, soit avec le fer, qu'assez difficilement (*a*).

L'acier naturel se forge et se soude, au contraire, avec une très-grande facilité; mais il n'est point homogène dans toutes ses parties, car il contient souvent du fer à peine aciéré; il prend un poli beaucoup moins beau, et devient, par la trempe, beaucoup moins dur que l'acier fondu.

L'acier de cémentation possède des propriétés intermédiaires, c'est-à-dire, qu'il se forge et se soude moins facilement que l'acier naturel, et plus facilement que l'acier fondu, etc.

Acier damassé. On nomme ainsi un acier dont on se sert pour faire les damas en Orient, et dont la surface est moirée ou cristallisée; il s'appelle encore

(*a*) Je tiens de M. Molard qu'on obtient d'excellens instrumens avec l'acier fondu, en les trempant convenablement et les calcinant ensuite dans de la limaille de fer, de manière à *désaciérer* un peu leur surface; ils acquièrent ainsi la propriété de couper le fer lui-même sans se grener.

Digitized by Google

wootz ou *acier de l'Inde*. Pendant long-temps, nous avons ignoré l'art de le préparer. Les premiers essais de ce genre sont dus à MM. Faraday et Stodart. Ils ont été répétés, variés et étendus, en France, par M. Bréant, à l'invitation de la Société d'encouragement : nous allons rapporter les principales observations de ces divers chimistes.

MM. Faraday et Stodart, après avoir cru reconnaître que le *wootz* ou *acier de l'Inde*, ou *acier damassé* contenait en combinaison intime une petite quantité d'aluminium et de silicium, essayèrent de faire un acier de tout semblable; ils y parvinrent de la manière suivante. D'abord, ils soumirent pendant long-temps, à une chaleur intense, de l'acier pur et quelquefois de bon fer, en contact avec du charbon en poudre. Il en résulta des carbures formés de 94,36 de fer et de 5,64 de carbone. Ces carbures, dont le poids pouvait être de 500 grains, étaient fondus, d'un gris très-foncé, et présentaient, lorsqu'on les cassait, des facettes cristallines, dont quelques-unes avaient au-delà d'un 8e de pouce de large. Le carbure de fer ainsi préparé fut reduit en poudre dans un mortier, mêlé à de l'alumine pure ou *oxide d'aluminium*, et exposé, dans un creuset clos, à une chaleur aussi intense que celle qu'on avait employée pour sa préparation, mais pendant un temps plus considérable : après quoi le creuset ayant été retiré et ouvert, on y trouva un alliage très-fragile, dont la couleur était blanche, dont la texture était à grains serrés, qui contenait à peine du carbone, et dont on retira, par les acides, 6,4 d'alumine pour 100. Probablement que, dans cette expérience, l'oxigène de l'alumine se combine avec le carbone du carbure, et que l'aluminium, en s'unissant au fer, constitue l'alliage. Quoi qu'il en soit, en faisant fondre 500 grains de bon acier avec 67 de l'alliage précédent, on obtint un bouton métallique doué de toutes les propriétés qui caractérisent le meilleur wootz ou acier de

Digitized by Google

Bombay. En effet, il était parfaitement malléable; et ayant été forgé, façonné en une petite barre et poli, il fut soumis à l'action de l'acide sulfurique affaibli, et sa surface se *moira* à la manière des damas. Fondu à plusieurs reprises, il conserva cette propriété distinctive, qui dépend évidemment d'une cristallisation particulière, comme celle qu'on remarque dans le fer-blanc. Ces expériences intéressantes prouvent que jusqu'ici nous avions une idée fausse du véritable damas, en le comparant aux étoffes d'acier qui résultent de lames d'acier de différentes trempes, ou même de lames d'acier et de lames de fer forgées ensemble.

M. Bréant ne partage point l'opinion de MM. Faraday et Stodart sur la nature de l'*acier damassé* ou *acier de l'Inde*. Il pense que la matière du damas oriental est un acier fondu plus chargé de carbone que nos aciers d'Europe, et dans lequel, par l'effet d'un refroidissement convenablement ménagé, il s'est opéré une cristallisation de deux combinaisons distinctes et définies de fer et de carbone, l'une d'acier pur, et l'autre d'acier carburé. Suivant lui, lorsque la quantité de carbone est précisément égale à celle qui constitue l'acier pur, il ne se forme point de *damassé*, quelque chose qu'on fasse, parce que le composé est homogène. Il s'en forme, à la vérité, si le fer est en excès; mais ce damassé, dû à un mélange d'acier et de fer, est blanc et peu prononcé. On ne l'obtient jamais beau qu'autant qu'il y a assez de charbon pour produire un peu de fonte.

Un refroidissement lent est une condition essentielle pour réussir ou permettre aux deux composés différemment fusibles de se séparer et de cristalliser.

Il faut en outre, comme on le savait déjà, plonger les pièces dans de l'eau acidulée; cette eau, en attaquant davantage l'acier et le rendant noir, fait ressortir la cristallisation ou le moiré.

Digitized by Google

100 parties de limaille de fonte très-grise et 100 parties de pareille limaille préalablement oxidée ont produit un acier d'un beau damassé, et propre à la fabrication des armes blanches. Les fontes les plus foncées en couleur sont celles qui réussissent le mieux.

On se procure également le damassé en fondant 100 parties de fer doux avec 2 parties de noir de fumée. (Voyez *Bulletin de la Société d'Encouragement*, mois d'août 1823.)

M. Bréant ne nie pas toutefois qu'on ne puisse obtenir le damassé en unissant de l'acier ordinaire aux métaux; et en effet l'expérience prouve que l'acier *se damasse* très-bien de cette manière avec l'argent, le chrôme, etc.

Acier modifié dans ses propriétés par son union avec différens métaux.—Les chimistes auxquels nous devons des observations intéressantes à cet égard sont MM. Faraday et Stodart, Berthier.

Les deux premiers ont trouvé que, uni à la 500e partie de son poids d'argent, l'acier acquiert des propriétés qui doivent le faire rechercher dans tous les cas où l'on a besoin de bon acier fondu; que le platine, et surtout le rhodium, l'osmium et l'iridium donnent aussi d'excellentes propriétés à l'acier : malheureusement leur rareté ne permettra pas d'en faire usage, d'autant plus qu'il faut les employer à la dose de 1 pour 100. (*Ann. de Chim. et de Physique*, t. XV et XXI, p. 127 et 62.)

M. Berthier, par suite du travail de M. Faraday et de M. Stodart, a fait deux alliages avec l'acier et le chrôme, l'un contenant 10 millièmes de ce dernier métal, et l'autre en contenant 15 : tous deux se sont bien forgés; ils ont fourni une excellente lame de couteau et une bonne lame de rasoir, lesquelles, frottées avec de l'acide sulfurique, ont pris tout-à-coup un beau damassé. Pour les obtenir,

Digitized by Google

M. Berthier s'était servi d'un alliage de chrôme et de fer, que l'on peut préparer en chauffant ensemble un mélange d'oxide de fer, de minerai de chrôme purifié par des lavages, et de charbon, dans des proportions convenables. (*Ann. des Mines*, t. VI, p. 583.)

Analyse. — C'est à M. Vauquelin que nous devons le meilleur procédé que nous ayons pour déterminer la quantité de charbon contenu dans l'acier. Ce procédé consiste à mettre, à la température ordinaire, la limaille d'acier en contact avec de l'eau saturée d'acide sulfureux. L'action est lente, à la vérité, mais enfin le fer finit, dans l'espace de quelques jours, par se dissoudre entièrement, et le carbone par être mis en liberté. Le fer se trouve dans la liqueur, faisant partie du sulfite sulfuré qui se produit. Quant au charbon, il se dépose sous forme de flocons très-légers; on le lave à plusieurs reprises avant de le sécher et de le peser; il fait rarement au-delà des 6 à 7 millièmes de l'acier. L'acier contient souvent un peu de silice ou plutôt de silicium.

M. Vauquelin s'est assuré d'ailleurs, dans ses recherches, que quand l'acier était bien préparé, il ne renfermait jamais de manganèse, même lorsqu'il était fait avec des fontes *manganésiennes*.

Au lieu de ce procédé, M. Boussingault, dans un grand nombre d'analyses d'acier qu'il a faites, a toujours employé l'acide sulfurique étendu de six fois son poids d'eau. Mais ce procédé doit être fort imparfait dans le cas où il s'agit d'évaluer la dose de charbon, parce que l'acide, en dissolvant le fer, met en liberté de l'hydrogène, qui doit se *carburer* plus ou moins. Au reste, l'auteur en fait lui-même la remarque, ajoutant qu'il s'est principalement servi d'acide sulfurique pour découvrir la présence du silicium dans les aciers de la Bérardière et déterminer la quantité qu'ils en peuvent contenir. Suivant lui cette quantité s'élèverait

Digitized by Google

de 12 millièmes et demi à 22 millièmes et demi. Il est porté à croire que le silicium fait toujours partie de l'acier, et même qu'on peut faire une sorte d'acier ou un alliage qui l'imite, en combinant le fer avec le silicium; il cite, comme exemple, l'acier de Clouet, dont nous avons parlé précédemment et qui serait formé, d'après son analyse, de 99p.,20 de fer, et de 0,80 de silicium. Pour qu'un tel résultat pût être admis, il faudrait n'avoir aucun doute sur l'exactitude du mode d'analyse, il faudrait être sur de retrouver tout le charbon qui pourrait faire partie du composé, et c'est ce qui n'est pas. (*Ann. de Chim. et de Phys.*, tom. XVI, pag. 10.)

Usages. — C'est avec l'acier que l'on fabrique les rasoirs, les canifs, les burins, les limes, les couteaux, les ciseaux, les cisailles, les aiguilles, les faux, les scies, les coins propres à frapper les monnaies, les armes blanches, telles que les épées, les sabres, etc.

La plupart des instrumens de chirurgie, et un grand nombre d'outils employés dans divers arts, dans ceux du charpentier, du menuisier, etc., etc., sont également fabriqués en acier.

On fait encore avec l'acier ce qu'on appelle des *étoffes*: c'est une réunion de lames minces d'acier de trempes différentes, ou bien de lames d'acier et de fer, disposées de manière qu'en leur faisant subir une torsion sur elles-mêmes, elles forment des lames qui portent des empreintes assez régulières: ces lames se nomment *damas*, parce que les premières ont été faites dans cette ville.

On ignore à quelle époque l'acier a été découvert. (*Voyez*, pour plus de détails sur l'acier, la *Sidérotechnie* de M. Hassenfratz, tom. IV.)

Digitized by Google

De la Plombagine ou du Per-Carbure de fer.

198. *Propriétés.* — La plombagine est solide, d'un gris noirâtre, tendre et même onctueuse au toucher; elle laisse des traces noires sur les corps contre lesquels on la frotte; lorsqu'elle est pure, on la coupe facilement en lames minces avec le couteau; sa cassure est grasse et brillante; par le frottement, elle acquiert l'éclat d'un métal; elle n'a ni odeur ni saveur; sa pesanteur spécifique est de 2,08 à 2,26 : cette différence tient à ce que souvent elle contient de l'oxide de fer, du sulfure de fer et de l'argile.

La plombagine est absolument infusible. Elle n'a aucune action sur le gaz oxigène à la température ordinaire; mais, à une température élevée, elle l'absorbe assez promptement, et il en résulte du gaz acide carbonique, de l'oxide de fer, un dégagement de calorique et de lumière. Faites passer un tube de porcelaine à travers un fourneau à reverbère; introduisez de la plombagine dans le tube, environ 4 à 5 grammes; adaptez une vessie pleine de gaz oxigène à l'une des extrémités de ce tube, et un tube recourbé propre à recueillir les gaz à l'autre extrémité; lorsque l'appareil sera ainsi disposé, portez le tube de porcelaine jusqu'à l'incandescence, comprimez légèrement la vessie, et vous produirez à l'instant tous les phénomènes dont nous venons de parler, etc. (*Voyez* planche XXIII, fig. 4). L'action de la plombagine sur l'air n'est sensible qu'à une très-haute température; elle est si lente même alors, qu'on ne peut brûler que quelques grammes de plombagine dans l'espace de quelques heures. On peut s'en convaincre, soit en employant l'appareil que l'on vient de décrire, soit en exposant la plombagine dans un creuset au contact de l'atmosphère, soit enfin en l'exposant à la flamme du chalumeau. (Voyez *Description des*

Digitized by Google

planches, et pl. II, fig. 5.) D'ailleurs, on obtient de l'oxide de fer et du gaz acide carbonique comme avec le gaz oxigène; mais le dégagement de calorique et de lumière doit être bien faible. L'eau ne dissout pas sensiblement de plombagine.

Etat. — La plombagine se trouve dans les terrains primitifs et dans les terrains intermédiaires. Dans le premier cas, elle est le plus souvent sous forme de petites lames disséminées dans le granite et le gneiss, où elle paraît remplacer quelquefois le mica; dans le second, elle est en particules très-fines, mélangées uniformément avec les matières terreuses qui constituent les schistes, auxquels elle donne une teinte noire et la propriété de produire sur le papier des traits doués de l'éclat métallique, ou bien elle forme des amas à-peu-près purs, plus ou moins volumineux dans ces mêmes roches, d'où l'on peut alors l'extraire avec facilité. Ces amas présentent une structure compacte, grenue ou lamellaire.

On trouve de la plombagine : en France, dans le département de l'Arriège, où elle est mélangée avec les schistes, et parfois en petits amas au milieu d'eux; à Plaffier, près de Morlaix, département du Finistère; — en Piémont, dans la vallée de la Stura et dans celle de Lucerne, arrondissement de Pignerolle; — à Passaw, en Bavière, où elle est l'objet d'une exploitation considérable, etc., etc. Le plus beau gîte connu est celui de Barrowdale, dans le Cumberland : cette substance y est en masses très-pures et très-douces au toucher.

Extraction. — La plombagine s'extrait de la terre par des fouilles analogues à celles qu'on fait pour extraire les autres mines. Cette extraction se fait particulièrement en Angleterre. On rejette les morceaux qui sont trop impurs pour être livrés au commerce.

Il paraît que quand le fer reste long-temps en contact

Digitized by Google

avec le carbone, à une très-haute température, il passe à l'état de plombagine; car on prétend qu'on trouve souvent une sorte de plombagine dans les cavités des hauts fourneaux, où le feu est des plus violens, et où l'on décompose l'oxide de fer par le charbon.

Quelques personnes sont portées à croire, d'après la remarque de M. Fabroni, que la plombagine se forme quelquefois au sein des eaux. Ce qu'il y a de certain, c'est que tous les mois on en retire de quelques puits creusés dans les états de Naples, et dont les eaux sont acidules. Il paraît aussi qu'il s'en produit journellement au Creusot, par l'action des eaux chargées de sulfate de fer, etc., sur les tuyaux de fonte. Probablement que ces eaux dissolvent une partie du fer de la fonte et rendent ainsi le carbone très-prépondérant.

Composition. — La plombagine pure paraît être formée de 92 parties de carbone et de 8 de fer. C'est en la plaçant dans un tube de porcelaine chauffé jusqu'au rouge, faisant passer un courant de gaz oxigène à travers ce tube, estimant la quantité de gaz carbonique qui se forme et pesant le résidu, que l'on parvient directement à ce résultat. Le gaz carbonique donne la quantité de charbon, et le tritoxide de fer qui est produit, la quantité de fer (346 et 528).

Usages. — La plombagine est employée pour faire des crayons. A cet effet, tantôt on scie la masse de plombagine en parallélipipèdes : c'est ce qui a lieu pour la fabrication des meilleurs crayons anglais ; tantôt on fait avec ce carbure et de l'argile une pâte à laquelle on donne cette forme, et que l'on cuit ; ensuite on introduit et on colle chaque parallélipipède dans un cylindre de bois tendre, formé de deux parties qui se superposent, et dans l'une desquelles est creusée une rainure longitudinale qui reçoit la matière sciée ou moulée.

Digitized by Google

On s'en sert encore pour garantir le fer et la fonte de la rouille, en la réduisant en poussière et l'appliquant à la surface de ces corps. Mêlée à la graisse, elle donne un excellent enduit pour diminuer les frottemens dans les moyeux, dans les machines à engrenage, etc. Elle doit être employée seule dans les machines qui ne renferment que du bois; elle diminue alors beaucoup plus le frottement que quand elle est mêlée avec un corps gras.

Des Phosphures métalliques.

199. *Historique.* — Les phosphures, entrevus par Margraff, préparés pour la plupart et étudiés depuis par Pelletier, devraient être examinés de nouveau avec un grand soin, car leur histoire laisse beaucoup à désirer : l'on en jugera par ce que nous allons dire.

199 *bis.* Le phosphore n'a encore été combiné qu'avec vingt-un métaux, savoir : le sodium, le potassium, le manganèse, le zinc, le fer, l'étain, le cadmium, l'arsenic, le molybdène, le tunsgstène, l'antimoine, le cobalt, le titane, le bismuth, le cuivre, le nickel, le plomb, le mercure, l'argent, le platine et l'or. A la vérité, s'il n'a point été uni aux autres, c'est sans doute parce qu'ils sont difficiles à obtenir, tels que le rhodium, le palladium, etc.; ou irréductibles, tels que le silicium, etc.

200. *Composition.* — L'on pensait autrefois, d'après les expériences de Pelletier, qu'un métal ne donnait jamais lieu qu'à un seul phosphure; mais cette opinion est abandonnée aujourd'hui. Il est probable, en effet, que le même métal est capable de se combiner en plusieurs proportions avec le phosphore comme avec le soufre; il est probable même que les phosphures sont soumis dans leur composition aux mêmes lois que celles qui paraissent régir les sulfures, savoir : 1°. qu'il peut exister pour chaque métal autant de phosphures que d'oxides; 2°. que la quantité de phosphore

Digitized by Google

d'un proto-phosphure est en rapport avec la quantité d'oxigène du protoxide correspondant ; qu'il en est de même du deuto-phosphure par rapport au deutoxide, etc. ; 3°. que ces quantités sont telles, que le proto-phosphure contient sensiblement deux fois autant de phosphore que le protoxide contient d'oxigène, etc., ou du moins qu'un proto-phosphure serait exactement transformé en proto-phosphate neutre, un deuto-phosphure en deuto-posphate neutre, si le métal passait à l'état de protoxide ou de deutoxide, et le phosphore à l'état d'acide phosphorique : du moins, voilà ce que M. Dulong a eu occasion de constater pour le proto-phosphure de cuivre. (*Mém. d'Arcueil*, tome III, page 448; et *Ann. de Chimie et de Physique*, tome II, page 141.)

201. *Propriétés.* — Tous les phosphures métalliques sont solides et inodores. Tous sont cassans ; ils le sont même à tel point que souvent une très-petite quantité de phosphore rend aigre le métal le plus ductile : voilà pourquoi les mines de fer qui contiennent un peu de phosphate de fer donnent ordinairement du fer cassant à chaud. Tous sont insipides, excepté ceux de la deuxième section, dont les métaux ont la propriété de décomposer l'eau à la température de l'atmosphère, et de donner lieu à des oxides âcres et caustiques. La plupart ont le brillant métallique et sont cristallisables. On n'a pris jusqu'ici la pesanteur spécifique d'aucun d'entre eux avec exactitude.

202. Leur degré de fusion varie : ils sont beaucoup plus fusibles que le métal qu'ils contiennent, quand ce métal est difficile à fondre, et moins fusibles, au contraire, quand il fond aisément.

Plusieurs se décomposent, en totalité ou en partie, à une haute température : que l'on introduise du phosphure d'or, par exemple, dans une cornue, et qu'on la chauffe jusqu'au rouge après y avoir adapté un tube à boule, il se

Digitized by Google

sublimera bientôt une certaine quantité de phosphore qui se rendra en vapeur dans le tube et s'y solidifiera par le refroidissement. Le phosphure d'argent, et même celui de plomb, offrent, à ce qu'il paraît, le même phénomène.

203. L'action des phosphures sur le gaz oxigène et sur l'air n'a point encore été convenablement étudiée; mais il est permis de présumer qu'il est très-peu de phosphures susceptibles d'altération bien sensible à froid, dans ces gaz secs, et que tous, au contraire, à une température élevée, peuvent s'y altérer d'une manière très-remarquable. En effet, à cette température, le phosphore doit absorber constamment le gaz oxigène, et il doit en être de même du métal, à moins qu'il ne soit que très-difficilement oxidable, comme le platine et l'or : encore se pourrait-il que la présence du phosphore lui communiquât cette propriété; c'est ce qui semble avoir lieu pour l'argent; il en doit résulter un phosphate métallique lorsque le phosphore et le métal brûlent tout à la fois, et un mélange d'acide phosphorique et de métal lorsque le phosphore éprouve seul la combustion. Cependant, si la température était très-élevée, tout l'acide formé dans le second cas pourrait se volatiliser; il arriverait même que quelques phosphates, qui se seraient formés dans le premier, à une basse température, se décomposeraient, c'est-à-dire, que l'acide phosphorique et l'oxigène s'en dégageraient, de manière que le métal serait mis à nu: tels seraient peut-être le phosphate d'argent et plusieurs autres phosphates dont les oxides sont réductibles par la chaleur. Dans tous les cas, il y aurait dégagement de calorique et de lumière, produit surtout par une portion de phosphore qui brûlerait à la surface du phosphure. D'ailleurs, il est facile de concevoir ce qui doit se passer dans cette opération : on voit évidemment que le gaz oxigène ayant une grande affinité pour le phosphore et le

Digitized by Google

plus souvent pour le métal du phosphure, tend à se combiner avec ces deux corps; qu'un certain degré de chaleur favorise cette combinaison, en ce qu'elle diminue la cohésion du phosphure, et qu'un degré de chaleur plus élevé tend à la détruire. Pour faire l'expérience, l'on remplit de mercure une petite cloche de verre courbe; on y introduit d'abord du gaz oxigène; on porte ensuite du phosphure en poudre jusque dans la partie courbe de cette cloche, avec une pince dont les extrémités sont terminées en forme de cuiller, et on le chauffe avec la lampe à esprit-de-vin jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'absorption sensible. Si l'on ne pouvait produire de cette manière assez de chaleur pour brûler le phosphure, il faudrait faire l'expérience dans un tube de porcelaine : on établirait ce tube à travers un fourneau, on y mettrait le phosphure, on adapterait une vessie pleine de gaz oxigène à l'une de ses extrémités et un tube de verre à l'autre; on chaufferait le tube suffisamment; on tournerait le robinet de la vessie, et on la presserait légèrement (pl. XXIII, fig. 4).

Jusqu'ici l'on n'a fait encore que très-peu d'essais sur la réaction des phosphures et des corps combustibles.

Plusieurs phosphures peuvent être décomposés tout-à-coup par l'eau : ce sont ceux de la deuxième section, ou les phosphures des métaux alcalins. En effet, aussitôt qu'on jette du phosphure de potassium dans ce liquide, il en résulte du protoxide de potassium, et du gaz hydrogène phosphoré, qui s'enflamme à mesure qu'il se dégage sous forme de bulles dans l'air atmosphérique. Les phosphures des quatre dernières sections y sont insolubles et n'agissent pas sur elle à la température ordinaire.

204. *Etat, Préparation.* — Aucun phosphure ne se trouve dans la nature.

Il est très-difficile de les avoir en proportions constantes,

Digitized by Google

parce que le phosphore tend à s'en dégager, du moins en partie, à une haute température : aussi n'obtient-on assez souvent que des phosphures incomplets par les cinq procédés dont nous allons parler.

Premier procédé. — Vous mettrez dans un creuset de Hesse le métal qu'il s'agira de combiner avec le phosphore; vous l'emploierez en poudre et vous le chaufferez au rouge, s'il peut supporter cette température sans se fondre; mais s'il est fusible, vous l'emploierez indistinctement en poudre ou en fragmens, et vous le chaufferez seulement un peu plus qu'il ne faudra pour le faire entrer en fusion. D'une autre part, vous mettrez des fragmens de phosphore du poids de 2 à 3 décigrammes, sous l'eau, dans une capsule. Lorsque le métal sera élevé au degré de chaleur convenable, vous retirerez l'un de ces fragmens, vous l'essuierez avec du papier gris, et vous le porterez à l'extrémité d'une pince dans le creuset : à l'instant, une portion du phosphore brûlera, mais l'autre portion entrera en combinaison avec le métal; vous projetterez ensuite un autre fragment de phosphore, et ainsi de suite, jusqu'à ce que vous jugiez que le métal n'en puisse plus absorber.

Toutefois ce procédé a besoin d'être légèrement modifié, relativement à six métaux qui sont : le zinc, le cadmium, l'arsenic, le potassium, le sodium et le mercure. 1°. Il est nécessaire de jeter un peu de résine en même temps que de phosphore sur le zinc et sur le cadmium pour s'opposer à leur oxidation; 2°. il faut chauffer ensemble le phosphore et le métal, pour faire les phosphures d'arsenic, de potassium et de sodium : à cet effet, l'on remplit presque entièrement de gaz azote ou de gaz hydrogène une petite cornue sur le bain de mercure; l'on introduit à travers le mercure une partie de l'un de ces métaux et une partie de phosphore; on les

Digitized by Google

chauffe à la lampe, et leur combinaison ne tarde point à se faire : par la chaleur, l'excès de phosphore se dégage. Au lieu d'une cornue, il est plus commode de se servir d'une petite cloche courbe, lorsqu'on ne veut faire que très-peu de phosphure. 3°. Il est très-difficile d'unir directement le phosphore avec le mercure; mais l'union s'en fait très-bien, d'après Pelletier, en chauffant ensemble, sous l'eau, un mélange de phosphore et d'oxide rouge de mercure : c'est qu'alors l'oxide étant revivifié par le phosphore, le mercure est très-divisé et se trouve dans les circonstances les plus favorables pour s'unir à ce corps; il se forme de l'acide phosphorique ou phosphoreux, qui reste en dissolution dans l'eau; il serait possible aussi qu'il se fît du phosphate de mercure. M. Thomson, qui a répété cette expérience de Pelletier, prétend que ce n'est point un phosphure qu'on obtient, mais que c'est un composé d'oxide noir de mercure et de phosphore.

Deuxième procédé. Le deuxième procédé ne diffère du premier que dans la manière d'opérer; car il consiste à faire passer du phosphore en vapeur sur un métal chauffé jusqu'au rouge-brun. Pour cela, M. Dulong, qui l'a pratiqué le premier, établit horizontalement à travers un fourneau un tube de verre de 12 à 15 millimètres de diamètre, légèrement courbe à l'une de ses extrémités, communiquant de ce côté par un très-petit tube avec un appareil à gaz hydrogène sec, et portant de l'autre un second petit tube qui plonge dans le mercure; le métal est placé dans le milieu du grand tube, et le phosphore dans sa partie courbe, en telle quantité qu'après la fusion il reste un petit espace vide au-dessus du bain. Les choses étant ainsi disposées, M. Dulong chasse d'abord l'air des vases par un courant de gaz hydrogène; il chauffe ensuite le métal, et porte le phosphore presque jusqu'à

Digitized by Google

l'ébullition; celui-ci est entraîné par l'hydrogène, et mis à l'instant même en contact avec le métal; il s'y unit et forme un phosphure constant dans sa composition. M. Dulong pense que les phosphures de tous les métaux qui ne fondent pas au-dessous de 500 à 600° peuvent être préparés ainsi. Le métal est employé en fil lorsqu'il est ductile, et en poudre lorsqu'il est cassant : dans ce dernier cas, il faut avoir soin de l'étendre en couche mince sur le tube.

Troisième procédé. — L'on prend parties égales d'acide phosphorique vitreux et de métal en poudre, que l'on mêle avec environ la seizième partie de leur poids de noir de fumée, ou bien l'on fait un mélange d'une quantité convenable de celui-ci, de phosphate acide de chaux vitreux et de métal pur ou oxidé (*a*); on met le mélange dans un creuset; on le recouvre de charbon ordinaire; on recouvre ensuite le creuset de son couvercle, et on le chauffe fortement. Il paraît que, par ce moyen, on peut obtenir tous les phosphures, excepté ceux qui, comme le phosphure d'or, se décomposent à une forte chaleur. Le charbon enlève l'oxigène à l'acide phosphorique et à l'oxide métallique, forme du gaz acide carbonique qui se dégage, tandis que le phosphore, à mesure qu'il devient libre, se combine avec le métal.

Quatrième procédé. — Puisqu'un phosphate neutre n'est qu'un phosphure métallique, plus de l'oxigène, il est évident qu'en désoxigénant ce sel, on pourra le trans-

---

(*a*) Si le métal n'est point oxidé, le mélange pourra se composer de 2 parties de phosphate acide de chaux, de 1 de métal et de $\frac{1}{10}$ de carbone. Si le métal est oxidé, il faudra mettre un peu plus d'une partie de celui-ci, et un peu plus de $\frac{1}{10}$ de noir, de manière qu'après la réduction de l'oxide les proportions entre ces trois corps soient telles que nous venons de les établir. Un grand excès de charbon serait très-nuisible; il s'opposerait à la formation du culot, etc.

Digitized by Google

former en phosphure : or, le carbone à une haute température est capable d'enlever l'oxigène à l'acide phosphorique et aux oxides des métaux appartenant aux quatre dernières sections ; conséquemment, si l'on fait un mélange d'un phosphate neutre des quatre dernières sections et de noir de fumée dans les proportions convenables (*a*), et si l'on chauffe ensuite fortement le mélange, le phosphate passera à l'état de phosphure toutes les fois que la chaleur ne sera point dans le cas de s'opposer à l'union du phosphore et du métal. L'opération s'exécute facilement dans un creuset brasqué, en recouvrant le mélange de charbon ordinaire.

Cinquième procédé. — Pour exécuter ce procédé, il ne faut que faire passer du gaz hydrogène phosphoré à travers certains sels, que l'on fait d'abord dissoudre dans l'eau : alors ceux-ci sont décomposés de telle manière que leur acide devient libre, et qu'il se forme de l'eau d'une part, et de l'autre un phosphure qui se précipite sous forme de flocons. C'est ainsi que se préparent surtout les phosphures dont les métaux ont peu d'affinité pour l'oxigène, comme le phosphure d'or, et qui ne peuvent être exposés à l'action d'une chaleur rouge sans laisser dégager leur phosphore. Les phosphures obtenus de cette manière contiennent des quantités de phosphore qui correspondent nécessairement au degré d'oxidation du métal.

Peut-être parviendrait-on facilement aussi à obtenir des phosphures de ce genre, en chauffant dans de petites cloches courbes sur le mercure, du gaz hydrogène phosphoré avec les oxides métalliques.

(*a*) Par proportions convenables, nous entendons la quantité de noir nécessaire pour désoxigéner seulement l'acide phosphorique et l'oxide métallique (*Voyez*, pour cela, la composition du gaz oxide de carbone (298), et celle des phosphates (782).

Digitized by Google

Des Phosphures en particulier.

205. *Phosphure de sodium, formé de proportions indéterminées.* — Caustique, terne, brun-maron, facile à réduire en poudre; passe à l'état de proto-phosphate de sodium, à une température élevée, par l'action du gaz oxigène et de l'air; décompose l'eau à la température ordinaire, en donnant lieu à un protoxide qui se dissout et à du gaz hydrogène phosphoré qui s'enflamme; s'obtient aisément par le premier procédé (204).

206. *Phosphure de potassium.* — Mêmes propriétés que celui de sodium.

207. *Phosphure de manganèse, fait avec* 15 *grammes de verre phosphorique*, 15 *de manganèse et* 2 *de poudre de charbon* (204, troisième procédé). Brillant, très-cassant, d'une texture grenue, d'une couleur blanche, cristallisable, plus fusible que le manganèse, inaltérable à l'air à la température ordinaire.

Lorsqu'on en fait fondre un petit morceau au chalumeau, on voit brûler du phosphore à mesure que le métal s'oxide : sans doute qu'alors il se forme un phosphate de manganèse. (*Mémoires* de Pelletier.)

On pourrait remplacer le métal par son oxide dans la préparation de ce phosphure; mais il est probable que le phosphure ainsi préparé ne serait pas saturé de phosphore, et qu'on l'obtiendrait plus pur par le deuxième procédé (204).

208. *Phosphure de zinc, formé par l'union directe du phosphore avec le zinc* (204, premier procédé). — Brillant, d'un blanc de plomb, s'aplatissant un peu sous le marteau en répandant une odeur de phosphore; à-peu-près aussi fusible que le zinc; décomposable à une haute température; assez difficile à produire en raison du peu d'af-

Digitized by Google

finité que paraît avoir le phosphore pour le zinc. (*Mémoires* de Pelletier.)

Ce peu d'affinité nous porte à croire que le phosphure de zinc n'est point saturé de phosphore, d'autant plus qu'il est légèrement malléable.

209. *Phosphure de fer, fait avec 4 parties de phosphate de fer et une de noir de fumée* (quatrième procédé, 204). — Brillant, d'un gris bleuâtre comme le fer, très-fragile, à cassure granulaire; fusible au chalumeau et se couvrant, pendant la fusion, d'une scorie noire de phosphate; sans action sur l'aiguille aimantée; inaltérable à l'air; attaquable, mais à chaud seulement, par l'acide nitrique fumant et par l'acide hydro-chloro-nitrique ou *eau régale*; susceptible de décomposition par le charbon, car lorsqu'on met le phosphate de fer avec un excès de celui-ci dans la préparation du phosphure, on obtient un mélange de phosphure et de carbure de fer, faciles toutefois à séparer l'un de l'autre au moyen de l'acide hydro-chlorique, qui dissout le carburé et n'attaque point le phosphure. (Berzelius, *Ann. de Chim. et de Phys.* tome II, pag. 233.)

Comme ce phosphure ne contient, sur 100, que 23,19 de phosphore, il est probable qu'il n'en est point saturé, et qu'il vaudrait mieux, pour le faire, employer le deuxième procédé (204).

210. *Phosphure d'étain, fait en projetant de petits morceaux de phosphore sur de l'étain fondu* (204, premier procédé.) — Il cède à l'action du couteau, s'aplatit sous le marteau et se sépare en lames; donne une limaille terne comme celle du plomb; ressemble à l'argent; fond moins facilement que l'étain, et se prend par le refroidissement en un culot qui, comme l'antimoine, présente à sa surface une cristallisation imitant les feuilles de fougère; forme, à une température élevée, par l'action

Digitized by Google

du gaz oxigène ou de l'air, du phosphate d'étain ; contient, sur 100, environ 18 de phosphore. (*Mémoires* de Pelletier.) La propriété qu'a ce phosphure d'être un peu ductile nous fait penser qu'il ne contient pas autant de phosphore qu'il en pourrait contenir.

211. *Phosphure d'arsenic.* — Ce phosphure peut s'obtenir, soit en chauffant parties égales d'arsenic et de phosphore dans une petite cornue de verre, soit en chauffant sous l'eau, dans un matras, parties égales de deutoxide d'arsenic réduit en poudre et de phosphore. Dans le premier cas, le phosphure reste au fond de la cornue, sous forme d'un résidu noir et brillant; dans le second, il reste sous l'eau, et l'on obtient de l'acide phosphorique, outre le phosphure.

Le phosphure d'arsenic est si altérable qu'il ne peut être conservé que sous l'eau.

212. *Phosphures de molybdène, de tungstène, de titane.* — On sait seulement qu'ils existent. Il s'obtiennent par le troisième procédé (204).

213. *Phosphure d'antimoine, fait en projetant du phosphore sur de l'antimoine fondu* (204, premier procédé). — Brillant, blanc, fragile, à cassure lamelleuse, mais en même temps à petites facettes qui paraissent cubiques; très-fusible; décomposable par l'action du feu, ce qui fait que, dans la préparation de ce phosphure, l'on doit retirer le creuset du fourneau aussitôt qu'on a projeté les dernières portions de phosphore.

Exposé au feu du chalumeau, ce phosphure donne lieu à une petite flamme verte et à des vapeurs blanches. (*Mémoires* de Pelletier.)

214. *Phosphure de cobalt, obtenu soit en projetant de petits morceaux de phosphore sur du cobalt chauffé au rouge* (204, premier procédé), *soit en calcinant un mélange de* 8 *parties de verre phosphorique,* 8 *de cobalt*

Digitized by Google

t une de poudre de charbon (204, troisième procédé). — Brillant, d'un blanc tirant sur le bleu, cassant, lifficilement cristallisable, bien plus fusible que le cobalt; perd facilement son éclat métallique dans un air humide, à la température ordinaire; donne lieu à du phosphate de cobalt, par l'action du gaz oxigène ou de l'air, à une température élevée. Le feu du chalumeau le fond promptement, en brûle le phosphore et le métal, et les transforme en un globule bleu vitreux. (*Mémoires* de Pelletier.)

215. *Phosphure de bismuth.* — Ce phosphure est décomposé par une température peu élevée : voilà pourquoi on ne peut le faire que par le dernier procédé. Comme il est alors très-divisé, il paraît noir; mais s'il était possible de le fondre sans le décomposer, il serait sans doute très-brillant.

216. *Phosphure de cuivre, fait en projetant de petits morceaux de phosphore sur du cuivre chauffé au rouge* (204, premier procédé). — Brillant, cassant, blanc, très-dur; produisant du sous-deuto-phosphate de cuivre dans sa calcination avec le contact de l'air, contenant 20 pour 100 de phosphore. (Pelletier.)

Ce phosphure n'est point saturé de phosphore; car le proto-phosphure de cuivre est formé, suivant M. Dulong, de 100 de cuivre et de 25,23 de phosphore, et ne peut s'obtenir que par le second pocédé décrit (204).

217. *Phosphure de nickel, obtenu soit en projetant des morceaux de phosphore sur du nickel chauffé au rouge* (204, premier procédé), *soit en calcinant un mélange de* 8 *parties de verre phosphorique,* 8 *de nickel et* 1 *de poudre de charbon* (204, troisième procédé). — Brillant, cassant, blanc, plus fusible que le nickel; se prenant par le refroidissement, après sa fusion, en un culot dont la cassure présente un assemblage de prismes déliés,

Digitized by Google

et donnant lieu, avec le contact de l'air, à une température élevée, à du phosphate de nickel. (*Mémoires* de Pelletier.)

218. *Phosphure de plomb, préparé en projetant des morceaux de phosphore sur du plomb en fusion* (204, premier procédé). — Brillant; s'aplatit un peu sous le marteau et se sépare en lames; cède à l'action du couteau; d'une couleur d'un blanc argentin un peu bleuâtre; moins fusible que le plomb; décomposable par une forte chaleur; se ternit promptement à l'air, à la température ordinaire; donne lieu à du phosphate de plomb dans sa calcination avec ce fluide. (*Mém.* de Pelletier.)

Ce phosphure n'est probablement pas saturé de phosphore.

219. *Phosphure de mercure.* — Peu consistant, se ramollissant dans l'eau bouillante, se décomposant un peu au-dessus de 100°, répandant des vapeurs blanches dans l'air, à la température ordinaire; donnant lieu à de l'acide phosphorique et à du mercure, à l'aide d'une légère chaleur, par l'action du gaz oxigène ou de l'air.

On l'obtient en chauffant sous l'eau parties égales de phosphore et de deutoxide de mercure (Pelletier): outre le phosphure; il se forme alors de l'acide phosphorique; peut-être l'obtiendrait-on plus facilement par le dernier procédé. Qu'on se rappelle toutefois que, d'après l'observation de M. Thomson, son existence est douteuse.

220. *Phosphure d'argent, fait en projetant des morceaux de phosphore sur de l'argent chauffé au rouge* (204, premier procédé).—Brillant, cassant, grenu, plus fusible que l'argent, décomposable à une haute température; lançant, suivant Pelletier, en se refroidissant, des jets de phosphore qui brûlent avec vivacité, en sorte que le phosphure fondu contiendrait plus de phosphore que

Digitized by Google

celui qui est solide; composé de 88 d'argent et de 12 de phosphore. (*Mémoires* de Pelletier.)

221. *Phosphure de platine, obtenu soit en projetant des morceaux de phosphore sur du platine chauffé au rouge* (204, premier procédé), *soit en chauffant un mélange de* 8 *parties de platine*, 8 *de verre phosphorique et* 1 *de poudre de charbon* (204, troisième procédé). Très-aigre, très-dur, d'un blanc d'acier, d'un tissu grenu et serré, bien plus fusible que le platine, décomposable en partie par un grand feu; se transformant, par l'action du gaz oxigène ou de l'air, à l'aide de la chaleur, en acide phosphorique et en platine pur; contenant 18 pour 100 de phosphore. (*Mém.* de Pelletier.)

Selon M. Edmond Davy, il existerait deux phosphures de platine; savoir :

1°. *Un proto-phosphure* que l'on obtiendrait en chauffant le phosphore et le platine dans un tube de verre vide d'air; il se produirait au-dessous de la chaleur incandescente, donnerait lieu à un grand dégagement de lumière, et contiendrait, sur 100 de platine, 21,21 de phosphore.

2°. *Un deuto-phosphure* qui serait formé de 100 de métal et de 42,85 de phosphore. Sa préparation consisterait à chauffer peu à peu jusqu'au rouge, dans une cornue de verre, un mélange de 3 parties d'hydro-chlorate ammoniaco de platine et de 2 de phosphore.

La facilité avec laquelle le phosphore s'unit au platine fait que l'on doit se garder de calciner, dans un creuset de ce métal, un mélange d'acide phosphorique et de charbon, et en général toute espèce de composés dont il pourrait se dégager du phosphore.

222. *Phosphure d'or, obtenu en projetant des morceaux de phosphore sur de l'or chauffé au rouge.* — Brillant, jaune, cassant, grenu, décomposable par le feu; donne lieu, dans sa calcination avec le contact de l'air, à de l'a-

Digitized by Google

cide phosphorique et à de l'or pur; contient 4 pour 100 de phosphore. (*Mémoires* de Pelletier.)

Ce phosphure est loin d'être saturé de phosphore. Pour l'avoir pur, il faut le préparer en faisant passer du gaz hydrogène phosphoré à travers une dissolution d'hydrochlorate d'or (204, cinquième procédé); il se précipite, dans cette opération, en poudre qui ne peut être séchée que dans le vide, pour ne pas éprouver de décomposition; il est très-divisé, paraît noir, et contient sans doute plus de phosphore que l'autre.

Des Sulfures métalliques.

223. Les métaux des terres qui sont irréductibles, et quelques autres qu'il est difficile de se procurer, sont les seuls qui jusqu'ici n'aient point été unis au soufre. Nous concluerons de là que la propriété de former des sulfures doit appartenir à tous.

224. *Historique.* L'existence des sulfures métalliques est connue de temps immémorial; car le soufre a toujours été regardé par les mineurs comme le *minéralisateur* des métaux. Les sulfures ont dû être, d'après cela, l'objet d'un grand nombre de recherches. La plupart des chimistes, en effet, les ont étudiés; mais presque tous n'ont fait que des observations partielles sur ces sortes de composés; deux seulement en ont fait de générales que l'expérience a confirmées : ce sont MM. Gay-Lussac et Berzelius. (*Mém. d'Arcueil*, t. I; et *Ann. de Chimie*, t. LXXVIII et suiv.)

225. *Composition.* — Parmi les chimistes, les uns, à la tête desquels on doit placer Berthollet, pensent que le soufre peut se combiner en un grand nombre de proportions avec le même métal; d'autres, au contraire, croient qu'il n'existe qu'un petit nombre de combinaisons possibles entre ce corps combustible et un métal quelconque.

Digitized by Google

M. Berzelius, guidé peut-être par ce qu'a dit M. Gay-Lussac sur les sulfures qui résultent de la décomposition réciproque des sels et de l'hydrogène sulfuré, sulfures que M. Gay-Lussac regarde comme *type* (*Mém. d'Arcueil*, t. 1), a embrassé cette dernière opinion, et l'a considérée sous un tel point de vue, qu'il se l'est rendue propre.

Il est convaincu, 1°. qu'un métal se combine tout au plus en un aussi grand nombre de proportions avec le soufre qu'avec l'oxigène; 2°. que le proto-sulfure d'un métal quelconque contient, à très-peu de chose près, deux fois autant de soufre que le protoxide de ce métal contient d'oxigène; qu'il en est de même du soufre des deuto et trito-sulfures, par rapport aux deutoxides et tritoxides; 3°. que dans les proto-sulfures, les deuto-sulfures, les trito-sulfures, le soufre et les métaux sont dans les mêmes proportions que dans les proto-sulfates, les deuto-sulfates, les trito-sulfates neutres; que, par conséquent, en faisant passer le soufre d'un proto-sulfure à l'état d'acide sulfurique et le métal à l'état de protoxide, il en résulte un proto-sulfate neutre lorsqu'ils s'unissent (*a*). Ce qu'il y a de certain, c'est que la plupart des sulfures naturels sont soumis à ces lois de composition. A la vérité, on peut obtenir avec l'arsenic, le fer, le mercure, etc., des composés qui s'en écartent, et qui sont en bien plus grand nombre que les oxides de ces métaux; mais, selon M. Berzelius, ces sortes de composés doivent être regardés comme des combinaisons

(*a*) Or, on observe que le deutoxide et le tritoxide d'un métal, etc., contiennent ordinairement la même quantité de métal, et une fois et demie, ou deux fois, ou quatre fois autant d'oxigène que le protoxide de ce métal : par conséquent les proto, deuto, trito-sulfures, etc., doivent être dans le même cas relativement à la proportion des principes qui les constituent; c'est-à-dire, que les deuto, trito-sulfures, etc., doivent contenir la même quantité de métal, et 1 fois, 5, ou 2, ou 4 fois, etc., autant de soufre que le proto-sulfure (302).

Digitized by Google

de deux sulfures à proportions fixes, ou d'un seul avec une certaine quantité de soufre ou de métal.

226. *Propriétés physiques.* — Tous les sulfures sont solides et inodores. Tous, du moins, parmi les sulfures artificiels, sont cassans, même lorsque les métaux qui entrent dans leur composition sont très-ductiles (*a*). Tous sont insipides, excepté ceux des deux premières sections. Les uns, tels que les sulfures de fer, d'antimoine, etc., ont le brillant métallique; les autres, tels que le sulfure de mercure, ne l'ont pas. Il en est peu qui ne soient capables de cristalliser. La pesanteur spécifique d'un grand nombre est connue, surtout de ceux qu'on trouve dans la nature; elle est toujours moins grande que celle du métal qu'ils contiennent, à moins que ce métal ne soit, comme le potassium et le sodium, plus léger que le soufre.

227. *Propriétés chimiques.* — Les sulfures sont, en général, plus fusibles que les métaux qui leurs sont propres, quand ceux-ci ne fondent qu'au-dessus ou que peu au-dessous de la chaleur rouge; ils le sont moins dans le cas contraire. Presque toujours la différence entre les degrés de fusion est très-marquée.

Quelques-uns sont volatils, même au-dessous de la chaleur rouge : tels sont particulièrement les sulfures de mercure et d'arsenic. Parmi ceux qui ne se volatilisent pas, il en est un grand nombre que la chaleur peut décomposer, du moins en partie. En effet, lorsqu'on expose le persulfure d'un métal à une température suffisamment élevée, on en dégage presque toujours une portion de soufre; quelquefois le sulfure se décompose complétement, et l'on remarque que ce sont surtout certains sulfures dont les

(*a*) Le sulfure de molybdène naturel est flexible, et celui d'argent est jusqu'à un certain point malléable.

Digitized by Google

métaux ont très-peu d'affinité pour l'oxigène qui sont dans ce cas. Ces décompositions se font tantôt avant, tantôt après la fusion du sulfure ; ce qui dépend de l'affinité plus ou moins grande du soufre pour le métal, et de la cohésion plus ou moins forte des particules du sulfure.

La fusion s'opère ordinairement dans un creuset de Hesse, que l'on recouvre de son couvercle : ce n'est que dans le cas où le sulfure serait facilement altérable par l'air qu'il faudrait la faire dans un vase fermé, par exemple, dans une cornue de verre ou de grès. Quant à la sublimation et à la décomposition, elles doivent être tentées de préférence, non dans un creuset ni une cornue de verre, mais dans une cornue de grès. Le sulfure étant introduit dans la cornue, on adapte à celle-ci un large tube ; on la dispose à la manière ordinaire dans un fourneau à réverbère, et on la chauffe peu à peu jusqu'au rouge, et, s'il en est besoin, jusqu'au rouge presque blanc, en excitant un courant d'air dans le fourneau par le moyen d'un soufflet dont la tuyère, à cet effet, doit se rendre dans le cendrier.

228. Les sulfures n'ont aucune espèce d'action à froid sur le gaz oxigène bien sec ; mais ceux dont les métaux sont très-oxidables en ont une sur ce gaz humide ; ils l'absorbent très-lentement, et passent peu à peu à l'état de sulfites ou de sulfates. On peut se rendre compte de ce phénomène de la même manière que de l'oxidation des métaux par le gaz oxigène humide, pour les sulfures compris dans les quatre dernières sections (132). La température du gaz varie : lorsqu'elle s'abaisse, une partie de la vapeur qu'il renferme se précipite ; cette eau cède l'oxigène qu'elle tient en dissolution au soufre et au métal, et favorise la combinaison par la tendance qu'elle a à s'unir avec le sulfate qui doit se former. Le phénomène est plus compliqué lorsque le sulfure appartient à la deuxième section : alors la vapeur aqueuse est décomposée et le sulfure passe d'a-

Digitized by Google

bord à l'état d'hydro-sulfure (230 *bis*). C'est cet hydro-sulfure qui, s'emparant ensuite de l'oxigène, donne lieu à du sulfite ou à du sulfate, et de plus à autant d'eau qu'il s'en décompose en premier lieu (*a*).

229. Tous les sulfures ont la propriété d'absorber le gaz oxigène à l'aide de la chaleur : cependant tous ne donnent pas naissance à des produits identiques : ces produits varient en raison du degré de chaleur et de la nature du métal du sulfure.

Les sulfures de la deuxième section et celui de magnésium sont toujours transformés en sulfates; mais il n'en est pas de même des autres : lorsque la température est élevée, leur décomposition est telle que le soufre passe à l'état de gaz sulfureux qui se dégage, et que le métal devient libre ou s'oxide; il devient libre s'il fait partie des deux dernières sections; il s'oxide dans le cas contraire. Pour concevoir ces résultats, il faut savoir que l'acide sulfurique est un corps qui ne peut exister qu'autant qu'il est combiné avec un autre corps, et qu'aussitôt qu'il est mis en liberté, il se transforme en gaz oxigène et en gaz acide sulfureux : or, il n'y a que les oxides de potassium, de sodium, de barium, de lithium, de strontium, de calcium et de magnésium, qui retiennent assez l'acide sulfurique pour qu'une forte chaleur ne puisse pas les en séparer. Par conséquent, on voit que les sulfures de ces divers métaux pourront, à ce degré de chaleur, absorber le gaz oxigène de manière à passer à l'état de sulfates, et que les

(*a*) Cette théorie, il faut l'avouer, présente une sorte de contradiction qui consiste en ce qu'on admet que l'eau se décompose et se recompose successivement. L'explication deviendrait bien plus simple en supposant que l'oxigène se combine directement avec le sulfure, comme on le fait pour les métaux des quatre dernières sections. Mais il faudrait pour cela que les sulfures de potassium, de sodium, etc., pussent se dissoudre dans l'eau sans la décomposer, et c'est ce qui ne paraît pas être.

Digitized by Google

autres sulfures n'en seront pas susceptibles, puisqu'alors leurs sulfates se décomposeraient.

Mais qu'arriverait-il si la température, au lieu d'être très-élevée, était portée tout au plus au rouge-brun? La plupart des sulfures qui éprouvent le genre de décomposition dont nous venons de parler passeraient, comme ceux de potassium et de sodium, à l'état de sulfates, en donnant presque toujours lieu toutefois à du gaz sulfureux (*a*); il n'y aurait pour ainsi dire que les sulfures des deux dernières sections qui se comporteraient de même que précédemment; leurs métaux ne pourraient point être brûlés, et par conséquent il ne pourrait se produire que du gaz sulfureux. Ces résultats sont faciles à constater. Toutes les expériences dans lesquelles on n'a pas besoin d'une chaleur rouge se font dans une petite cloche courbe; on remplit cette cloche de mercure; on y introduit une certaine quantité de gaz oxigène; on porte jusque dans sa partie courbe du sulfure en poudre, au moyen d'une petite pince dont les deux branches sont terminées en cuiller, et l'on chauffe avec la lampe. Ce n'est que dans le cas où la chaleur doit être portée jusqu'au rouge que l'on se sert d'un tube de porcelaine; on fait passer le tube à travers un fourneau; on met le sulfure en poudre dans ce tube; on adapte à l'une de ses extrémités une vessie pleine de gaz oxigène, et l'on adapte à l'autre un tube recourbé propre à recueillir les gaz; on chauffe le tube, on tourne le robinet de la vessie, et l'on presse légèrement cette

(*a*) Il est facile de concevoir pourquoi la plupart des sulfures des métaux qui sont moyennement oxidables se transforment, au rouge-brun, en gaz acide sulfureux et en sulfates : c'est que l'oxigène se combine d'abord avec une partie du soufre de ces sulfures, sans se combiner en même temps avec le métal; ce n'est que quand celui-ci est devenu très-prédominant qu'il s'oxide.

Digitized by Google

vessie pour mettre peu à peu le gaz oxigène en contact avec le sulfure (pl. XXIII, fig. 4).

230. L'action de l'air sur les sulfures est la même que celle du gaz oxigène, si ce n'est qu'elle est moins forte. En effet, que l'on calcine un sulfure dans un têt, et l'on obtiendra, par exemple, du sulfate de potasse si le sulfure est à base de potassium, quelle que soit la température; du gaz sulfureux et le métal pur si le sulfure est d'argent, quelle que soit encore la température; du gaz sulfureux et de l'oxide si le sulfure est de fer et si la température est très-élevée; enfin du gaz sulfureux et du sulfate de fer si, le sulfure étant toujours à base de fer, la température est au-dessous de la chaleur rouge-cerise. C'est sur cette manière d'être des sulfures avec l'air que reposent plusieurs arts, ceux de faire les sulfates de zinc, de fer et de cuivre.

Jusqu'ici l'on n'a point examiné avec soin l'action des sulfures sur les corps combustibles; il paraît cependant qu'en général le chlore forme avec la plupart une certaine quantité de chlorure de soufre, que le charbon, à une haute température, décompose plusieurs sulfures en produisant du soufre carburé, et que les métaux qui ont le plus d'affinité pour l'oxigène enlèvent le soufre aux autres métaux : ce qu'il y a de certain, c'est que le fer l'enlève à presque tous les métaux des quatre dernières sections; c'est même en traitant le sulfure de plomb par la fonte qu'on obtient la majeure partie du plomb qu'on verse dans le commerce; l'on retire aussi, dans quelques mines, le mercure de son sulfure par ce procédé; on peut également l'employer pour exploiter les mines de sulfure d'antimoine.

230 *bis*. Lorsqu'un métal est capable de décomposer l'eau à la température ordinaire, son sulfure, à cette même température, la décompose également : du moins

Digitized by Google

voilà ce que l'on observe pour ceux de potassium et de sodium : à peine sont-ils en contact avec l'eau qu'il en résulte de l'hydro-sulfure de protoxide de potassium qui se dissout ; d'où il suit que l'oxigène de celle qui est décomposée s'unit au potassium, et son hydrogène au soufre. C'est pourquoi ces sortes de sulfures ont une saveur âcre et d'œufs pourris, tandis que les autres, qui n'altèrent point l'eau à froid et qui ne s'y dissolvent pas, sont insipides.

231. *État naturel.* — Tous les sulfures n'existent point dans la nature ; on n'en trouve que treize, savoir : les sulfures de zinc, de fer, de manganèse, d'étain, d'arsenic, de molybdène, d'antimoine, de bismuth, de cuivre, de plomb, de mercure, d'argent, de cobalt.

Quelques-uns de ces sulfures sont rares, tels que les sulfures d'étain, de manganèse, de cobalt ; tous les autres le sont beaucoup moins ; quelques-uns même, comme le sulfure de fer, sont très-communs ; ils appartiennent presque tous aux terrains primitifs et intermédiaires ou à la partie inférieure des terrains secondaires ; ils constituent la plupart des amas et des filons que ces terrains recèlent.

232. *Préparation.* — Les sulfures métalliques s'obtiennent, tantôt en combinant directement le soufre avec les métaux, tantôt en traitant les oxides par le soufre à l'aide de la chaleur, tantôt en décomposant les sulfates par le charbon, tantôt en faisant passer un courant de gaz hydrogène sulfuré à travers un sel formé d'un acide et de l'oxide du métal que l'on veut unir au soufre, tantôt en traitant ce sel par l'hydro-sulfure de protoxide de potassium, ou de sodium ou d'ammoniaque.

Premier procédé. — Lorsque le métal est très-fusible et appartient à l'une des quatre dernières sections, on le mêle en quantité convenable avec le soufre ; on verse le

Digitized by Google

mélange dans un creuset; on recouvre ce creuset d'un couvercle; on le place dans un fourneau sur une tourte, et on le chauffe plus ou moins fortement : bientôt le soufre et le métal fondent et se combinent.

Mais si le métal est difficile à fondre, il vaut mieux d'abord faire rougir le creuset au feu, y projeter le mélange par partie, et ensuite l'exposer à une température suffisamment élevée, en couvrant le fourneau d'un réverbère : s'il arrivait que le métal ne fût point assez sulfuré, on projetterait une nouvelle quantité de soufre. Cependant, suivant M. Dulong, la méthode la plus sûre, quand le métal peut être porté jusqu'à la chaleur rouge sans entrer en fusion, c'est de le chauffer dans un tube, et de le mettre peu à peu en contact avec du soufre en vapeur, comme avec le phosphore (204, 2e procédé).

Il serait impossible de combiner, dans un creuset, le soufre avec les métaux appartenant aux deux premières sections, en raison de leur grande affinité pour l'oxigène; l'opération doit être faite sur le mercure, dans une petite cloche de verre courbe et pleine de gaz azote ou de gaz hydrogène : c'est ainsi que s'obtiennent facilement les sulfures de sodium et de potassium (234 et 234 *bis*).

La combinaison directe des métaux avec le soufre a toujours lieu avec production de chaleur; il s'en produit même quelquefois assez pour que les sulfures deviennent incandescens, ce qui ne peut provenir que d'une grande affinité : voilà ce que nous offrent, par exemple, les sulfures de potassium, de sodium, de cuivre, de plomb et de bismuth.

Deuxième procédé. — On fait un mélange intime de soufre et de l'oxide du métal qu'on veut transformer en sulfure; la quantité de soufre doit être d'autant plus grande que l'oxide contient plus d'oxigène, et que l'on veut obtenir un sulfure plus chargé de soufre. On met le mélange dans un creuset, on recouvre ce creuset de son couvercle,

Digitized by Google

et ensuite on le fait chauffer convenablement, etc. Dans tous les cas, les deux élémens de l'oxide se combinent avec le soufre, et forment un sulfure solide, et du gaz acide sulfureux qui se dégage avec l'excès de soufre qu'on emploie. L'on peut combiner de cette manière tous les métaux avec le soufre, excepté, 1°. ceux de la première section, dont les oxides sont irréductibles ou indécomposables par le soufre; 2°. ceux de la seconde, dont les oxides donnent des sulfates qui restent mêlés aux sulfures; 3°. quelques autres, tels que l'or, qui laissent dégager le soufre à une température élevée.

Troisième procédé. — Puisque les sulfates neutres ne sont que des sulfures métalliques, plus de l'oxigène, il est évident qu'en les désoxigénant, il sera possible de les transformer en sulfures dans un grand nombre de circonstances. Or, le carbone est capable, à une haute température, de désoxigéner facilement tous les sulfates des cinq dernières sections : par conséquent, en mêlant intimement l'un d'eux avec une quantité convenable de noir de fumée, mettant le mélange dans un creuset, le recouvrant de charbon ordinaire, et le faisant chauffer fortement, il en résultera du gaz carbonique qui se dégagera, et un sulfure, à moins que le métal ne soit tel que l'or, etc., et ne puisse pas retenir le soufre. Le sulfure formé se rassemblera presque toujours en culot. C'est dans cette décomposition que consiste le troisième procédé.

Toutefois cette manière d'opérer n'est pas sans inconvéniens : il est bien difficile d'employer une telle quantité de carbone qu'il n'en reste pas dans le produit, ou que celui-ci ne contienne plus de sulfate. De là les modifications que M. Berthier a apportées à ce procédé dans un excellent Mémoire sur les sulfures. M. Berthier est parvenu à préparer les sulfures purs en chauffant les sulfates dans des creusets brasqués. « Après avoir placé, dit-il, le sul-

Digitized by Google

fate, broyé ou non, dans le creuset, on remplit celui-ci avec de la brasque que l'on tasse fortement, et on le bouche avec un couvercle que l'on assujettit avec de l'argile, afin que le charbon ne puisse pas se brûler; etc. Cette méthode est fondée sur la propriété qu'ont les sulfates de se réduire par la voie de cémentation, comme la plupart des oxides lorsqu'on les tient exposés, en contact avec le charbon, à une température convenable pendant un temps suffisant. Le temps qu'exige la réduction dépend : 1°. de la température, 2°. de la fusibilité des sulfures; 3°. du volume des masses. Les sulfates sont tous réductibles à la simple chaleur blanche; mais la réduction est d'autant plus prompte que la température est plus élevée. Lorsque les sulfures sont fusibles à la température à laquelle on opère, ils se réunissent en globules à mesure qu'ils se forment, et comme leur pesanteur spécifique est beaucoup plus grande que celle des sulfates d'où ils proviennent, ces globules ne tardent pas à couler au fond des creusets : il en résulte que la brasque étant toujours en contact immédiat avec les sulfates, ceux-ci se décomposent très-rapidement : aussi, dans ce cas, la réduction peut-elle se faire en quelques heures, même lorsque l'on opère sur plusieurs centaines de grammes de matière. Quand, au contraire, les sulfures sont infusibles, ils restent interposés entre la brasque et les sulfates : alors la réduction est lente, parce qu'elle ne peut avoir lieu qu'en se propageant, à travers la croûte de sulfure déjà formée, de la surface au centre des masses, et elle exige un temps d'autant plus long que ces masses sont plus considérables. L'expérience m'a appris que, dans ce cas, lorsque l'on opère sur 25 à 30 grammes de sulfate, la réduction n'est complète qu'au bout d'environ deux heures. »

Quatrième procédé. — Pour entendre ce procédé, il faut d'abord faire connaître l'action qu'exerce l'hydrogène

Digitized by Google

sulfuré sur les oxides dont l'affinité pour l'oxigène n'est pas très-grande. Lorsque l'hydrogène sulfuré et ces sortes d'oxides sont en contact, il en résulte de l'eau et un sulfure métallique : l'oxide est donc réduit, l'hydrogène sulfuré est décomposé, et l'on voit que plus l'oxide contient d'oxigène, plus le sulfure qui se forme contient de soufre. Les sulfures métalliques pourraient être faits sans doute de cette manière ; mais il serait possible qu'une portion de l'oxide métallique échappât à l'action du gaz hydrogène sulfuré, et restât mêlée avec le sulfure : c'est pourquoi il vaut mieux dissoudre l'oxide dans un acide, et exécuter l'opération comme il va être dit.

On prend un sel formé d'un acide et de l'oxide du métal que l'on veut combiner avec le soufre. Ce sel doit avoir la propriété de se dissoudre dans l'eau : on l'y dissout ; on introduit la dissolution dans un flacon ordinaire, et on fait plonger dans cette dissolution un tube adapté à un autre vase où se produit du gaz hydrogène sulfuré. Ce gaz opère le décomposition de l'oxide, comme on l'a dit précédemment ; il se forme de l'eau, du sulfure métallique qui se dépose sous la forme de flocons, tandis que l'acide du sel mis en liberté reste dans la liqueur. Lorsque le dépôt est bien formé, on décante la liqueur avec un siphon, on met de l'eau distillée sur le dépôt ; on décante de nouveau, et ainsi de suite, jusqu'à ce que le sulfure soit bien lavé ; on le rassemble sur un filtre pour le faire égoutter ; on le dessèche à l'étuve, et on le conserve dans un flacon bien bouché. On peut obtenir, par ce procédé, tous les sulfures, excepté ceux des deux premières sections, ceux de manganèse, de zinc, de fer, d'étain, d'antimoine, et un très-petit nombre d'autres.

Cinquième procédé. — Ce procédé ne diffère du précédent qu'en ce qu'au lieu de faire passer l'hydrogène sulfuré à travers la dissolution du sel métallique, on l'y

Digitized by Google

ajoute uni au protoxide de sodium ou de potassium ou à l'ammoniaque, c'est-à-dire, à l'état d'hydro-sulfure (1102). On prend l'un de ces hydro-sulfures en dissolution dans l'eau, et l'on en verse dans la dissolution métallique jusqu'à ce qu'il y en ait un léger excès; tout-à-coup le sulfure se précipite sous forme de flocons; on le lave, et on le recueille comme celui qui provient de l'action de l'hydrogène sulfuré : outre le sulfure, il se forme de l'eau et un sel provenant de la combinaison de l'acide de la dissolution avec le protoxide ou l'ammoniaque de l'hydro-sulfure.

Usages et Historique. — Les sulfures dont l'on se sert aujourd'hui dans les arts sont les sulfures d'arsenic, d'antimoine, d'argent, de cuivre, d'étain, de fer, de mercure, de plomb, de zinc. (*Voyez* chacun d'eux.)

Des Sulfures en particulier.

233. D'après les généralités que nous venons de donner sur les sulfures, il serait possible de tracer, jusqu'à un certain point, l'histoire particulière de chacun d'entre eux : c'est pourquoi nous n'examinerons d'une manière spéciale que les plus importans. Nous appellerons *proto-sulfures* ceux qui correspondent au premier degré d'oxidation; *deuto-sulfures*, ceux qui correspondent au second degré, etc.; et seulement *sulfures*, ceux qui ne correspondent à aucun degré d'oxidation, ou ceux dont on n'a point encore fait l'analyse.

Des Sulfures de barium, strontium et calcium.

233 *bis*. Le seul moyen que nous ayons de les obtenir purs est de décomposer les sulfates de baryte, etc., comme l'a fait M. Berthier (3e procédé).

Sulfure de barium. 20 grammes de sulfate de baryte

Digitized by Google

bien sec ayant été chauffés dans un creuset brasqué, à la température de 150° pyrométriques, lui ont donné 14$^{gram.}$,4 de sulfure, et par conséquent une perte de 5,6 équivalente à la quantité d'oxigène renfermée dans le sulfate. Ce sulfure était blanc, nuancé de gris dans quelques parties, faiblement aggloméré, s'égrenant entre les doigts, grenu, à grains cristallins. Il n'était que difficilement attaqué par l'air, à l'aide de la chaleur, phénomène dû, sans doute, d'une part, à la cohésion du produit, et d'autre part à celle du sulfate régénéré, qui, recouvrant les parties intérieures, s'opposait à leur combustion. Le chlorate de potasse lui-même ne le brûlait qu'incomplétement. Le nitrate de potasse seul le transformait entièrement en sulfate, pourvu que la température fût très-élevée. Quoi qu'il en soit, il se dissolvait bien dans l'eau et donnait une liqueur incolore dont l'acide hydro-chlorique dégageait beaucoup de gaz hydrogène sulfuré, sans la troubler; ce qui est le caractère des hydro-sulfures purs. Du reste, tout nous porte à croire qu'exposé à l'air humide, il se serait comporté comme nous l'avons dit.

Sulfure de strontium. De 20 grammes de sulfate de strontiane artificiel, pur et sec, chauffés dans un creuset brasqué, à la température de 150° pyrométriques, M. Berthier a retiré 12$^{gram.}$,80 de proto-sulfure en masse blanche, grenue, agglomérée, mais friable.

Sulfure de calcium. 20 grammes de sulfate de chaux limpide, contenant, soit en oxigène, soit en eau de cristallisation, 0,462 de leur poids, ont fourni 10,$^{gram.}$,76 d'un sulfure parfaitement pur, blanc et opaque, qui n'avait éprouvé aucun commencement de fusion et qui conservait la forme des morceaux de gypse employés. Il se comportait avec l'eau, l'air, les acides, comme celui de barium. L'analogie porte à croire que le sulfure de strontium devait être dans le même cas.

Digitized by Google

Sulfure de magnésium. Il paraîtrait, d'après M. Berthier, que le sulfate de magnésie, chauffé fortement dans un creuset brasqué, se convertirait en un mélange de magnésie et de sulfure de magnésium. Mais lorsque le charbon est en excès et mêlé au sulfate, et que la température est suffisamment élevée, il ne se forme plus de sulfure; tout le soufre se dégage, probablement à l'état de carbure, et il ne reste que de la magnésie.

Sulfure de Potassium.

234. *Proto-sulfure* formé de 100 de potassium et de 41,06 de soufre; solide, terne, jaune-rougeâtre, âcre, et ayant d'ailleurs la même saveur que les œufs pourris; moins fusible que ses principes constituans; se comporte avec le gaz oxigène et l'air comme il a été dit (228, 229 et 230); décompose l'eau tout-à-coup avec dégagement de chaleur, et se transforme en hydro-sulfure de potasse qui se dissout; n'existe point dans la nature; peut s'obtenir par le premier procédé (232).

A cet effet, on remplit de mercure une petite cloche courbe, et l'on y fait passer une certaine quantité de gaz azote ou de gaz hydrogène; ensuite, après avoir porté, à l'aide d'une tige de fer, une petite capsule ovale de platine dans la partie courbe de cette cloche, l'on porte de la même manière dans cette capsule le potassium, et le soufre que l'on veut combiner; puis on les chauffe avec la lampe à esprit-de-vin. A peine le potassium entre en fusion que la combinaison s'opère; il se produit tant de chaleur que la capsule devient incandescente, et que la cloche casserait infailliblement sans cette même capsule, qui, étant bon conducteur, répartit le calorique dans un grand nombre de points. L'opération ne doit être faite que sur 5 à 6 centigrammes de métal; et pour cela, l'on peut

Digitized by Google

employer un gramme et demi de soufre et même plus : l'excès se volatilise.

Au lieu de ce procédé, qui est dispendieux en raison du haut prix du potassium, il vaut mieux employer le troisième, à la manière de M. Berthier, et chauffer à la chaleur blanche, dans des creusets brasqués, le sulfate de potasse en morceaux gros comme des noisettes : il en résulte un sulfure mamelonné, cristallin, translucide et d'un beau rouge de chair, qui se dissout dans l'eau en développant une vive chaleur; cette chaleur est telle que le sulfure imprégné de charbon divisé s'embrase au moment où on l'humecte; et c'est une condition qu'on remplit facilement en ne calcinant le sulfate qu'après l'avoir mêlé intimement avec la moitié de son poids de ce corps combustible.

Sulfure de Sodium.

234. *bis. Proto-sulfure.* — Ce que nous venons de dire du sulfure de potassium est applicable au sulfure de sodium, si ce n'est que celui-ci est formé de 100 de sodium et de 69,15 de soufre.

Sulfure de Manganèse.

235. Formé de 100 de manganèse et de 56,32 de soufre; pulvérulent, noir, sans éclat, plus fusible que le manganèse, indécomposable au degré de la chaleur rouge, sans action sur le gaz oxigène sec à la température ordinaire; absorbe ce gaz, soit sec, soit humide, au rouge-brun, et donne naissance à du gaz acide sulfureux et à un sulfate; l'absorbe également à une haute température, et donne lieu à du gaz acide sulfureux et à de l'oxide de manganèse; se comporte avec l'air comme avec le gaz

Digitized by Google

oxigène; n'existe point dans la nature; ne s'obtient que difficilement par le premier procédé, sans doute à cause de la cohésion du manganèse; s'obtient très-bien par le troisième procédé (232), en mêlant le sulfate avec le charbon.

On ne le connaît qu'en très-petite quantité dans la nature; il se trouve surtout à Nagyag en Transylvanie, où il fait partie accidentelle des filons argentifères et aurifères, et accompagne le tellure.

Sulfure de Zinc.

236. Formé de 100 de zinc et de 49,88 de soufre, ou contenant à-peu-près deux fois autant de soufre que l'oxide blanc de zinc contient d'oxigène; solide, terne, insipide, moins fusible que le zinc, inaltérable par la chaleur; susceptible de décomposition, à une haute température, par le charbon, qui s'empare du soufre et forme du soufre carburé (Berthier); sans action sur le gaz oxigène sec à la température ordinaire; absorbe ce gaz au degré du rouge-brun, et donne naissance à du gaz acide sulfureux et à un sulfate; l'absorbe à plus forte raison à une température beaucoup plus élevée, mais ne donne lieu alors qu'à du gaz acide sulfureux et à un oxide; se comporte avec l'air comme avec le gaz oxigène; s'obtient par le premier et le troisième procédé, en observant toutefois: 1°. à l'égard du premier, que la combinaison ne s'opère qu'autant que le zinc est presque incandescent, et qu'alors elle est accompagnée de lumière; 2°. à l'égard du troisième, que le sulfate ne doit point être mêlé au charbon, et que la calcination ne doit point être poussée trop loin : autrement il se produirait beaucoup de carbure de soufre (232).

Le sulfure de zinc existe en grande quantité dans

Digitized by Google

la nature, ordinairement mêlé à des matières ferrugineuses.

Le sulfure de zinc naturel est connu par les minéralogistes sous le nom de *blende*. Les blendes sont phosphorescentes par le frottement (*a*); elles varient par leur couleur, qui est tantôt jaune, tantôt roussâtre, tantôt brune, tantôt d'un brun noir. Souvent elles sont transparentes, quelquefois opaques. Presque toujours elles accompagnent le sulfure de plomb. L'on en trouve : en France, à Vizile, département de l'Isère; près d'Arras, département du Pas-de-Calais ; à Baygorry, département des Hautes-Pyrénées ; à Pontpean (Finistère), etc. Il est toujours facile de reconnaître de très-petites quantités de blende par le procédé qu'emploie M. Smithson. (*Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XXII, p. 356.)

M. Proust a démontré, le premier, qu'elles contenaient le zinc à l'état métallique. (*Journ. de Physique* pour 1807, pag. 150.)

Suivant M. Thomson, elles résulteraient toutes de sulfure de zinc mêlé ou combiné avec plus ou moins de fer non oxidé : par exemple, la blende brune serait composée de 87,95 de sulfure de zinc, et de 12,05 de fer. (*Ann. de Chimie*, tom. XCIII, p. 166.) Ce qu'il y a de certain, c'est qu'elles sont ordinairement ferrugineuses. Quelques-unes renferment un peu de cadmium, sulfuré sans doute.

C'est en calcinant le sulfure de zinc naturel jusqu'au rouge, avec le contact de l'air, lessivant le produit et faisant évaporer la liqueur, qu'on obtient le sulfate de zinc

(*a*) La phosphorescence est la propriété qu'ont certains corps de devenir lumineux, sans qu'il y ait combustion, lorsqu'on les frotte ou qu'on les chauffe, ou qu'on les soumet à une décharge électrique, etc., et de conserver cette propriété plus ou moins long-temps. (*Voyez* le *Mémoire* de M. Dessaignes sur la *Phosphorescence*, *Journal de Physique* pour 1809.)

Digitized by Google

du commerce (831). Il paraît qu'on commence à se servir aussi de ce composé, jusqu'ici rejeté avec les déblais de mine, pour préparer le zinc métallique et former le laiton.

Sulfures de Fer.

237. *Per-sulfure de fer, ou bi-sulfure.* — Formé de 118,62 de soufre et de 100 de fer, d'après M. Berzelius; solide, doué du brillant métallique, insipide, inodore, jaune d'or, non attirable à l'aimant; laisse dégager, par une forte chaleur, 22 de soufre et se fond; sans action sur le gaz oxigène sec à la température ordinaire; absorbe lentement le gaz oxigène humide à cette température, et passe à l'état de sulfate; l'absorbe plus ou moins rapidement, soit sec, soit humide, à l'aide d'une légère chaleur, et à plus forte raison à l'aide d'une haute température, en donnant naissance, dans le premier cas, à du gaz acide sulfureux et à un sulfate, et dans le second, à du gaz acide sulfureux, à de l'oxide rouge ou tritoxide de fer, et à un dégagement de lumière; se comporte avec l'air comme avec le gaz oxigène; existe en très-grande quantité dans la nature, et prend alors le nom de *pyrite de fer.*

Le per-sulfure de fer est très-répandu; c'est l'un des minéraux les plus communs : presque toutes les mines en renferment. Il affecte un grand nombre de formes différentes : les unes cristallines, telles que le cube, l'octaèdre, le dodécaèdre pentagonal, l'icosaèdre, et leurs composés; les autres accidentelles, comme les stalactites, les formes empruntées aux coquilles. Il ne constitue jamais de grands amas à lui seul, mais il est disséminé presque partout en cristaux, en rognons, etc. dans les dépôts de tous les âges. Sa pesanteur spécifiqueest de 4,10 à 4,74.

Digitized by Google

C'est en exposant à l'air le per-sulfure de fer ou plutôt les diverses matières qui le renferment en assez grande quantité, qu'on fait la plus grande partie du sulfate de fer du commerce. (*Voy.* (833) *Sulfate de fer.*) C'est aussi du per-sulfure de fer naturel qu'on extrait une partie du soufre qu'on consomme dans les arts. (*Voy.* précédemment, page 227.)

238. *Proto-sulfure formé de* 100 *de fer et de* 59,31 *de soufre* (*a*). — Solide, brun jaunâtre, doué de l'éclat métallique, insipide, magnétique, bien plus fusible que le fer, indécomposable par la chaleur; se comporte avec l'oxigène et l'air comme le précédent; s'obtient en chauffant dans un creuset brasqué le proto-sulfate de fer desséché (232, troisième procédé).

Ce sulfure est beaucoup moins commun que le per-sulfure : on l'a trouvé à Geier, en Saxe; à Bodenmais, en Bavière; en Angleterre, dans le Carnarvons; en France, à l'ouest de Nantes. Il existe dans les filons et amas métallifères, mais plus souvent disséminé dans les roches granitiques. Il est rarement cristallisé et affecte toujours en cet état le prisme hexaèdre régulier. Sa pesanteur spécifique est de 4,518.

238 *bis*. Outre les deux sulfures de fer dont on vient de parler, on peut en admettre plusieurs autres; car, 1°. on rencontre dans la nature une pyrite qu'on appelle *pyrite magnétique*, qui contient, sur 100 de fer, tantôt 79,08 de soufre, et tantôt 67,78 seulement. 2°. Lorsqu'on calcine le per-sulfure de fer dans une cornue de grès (227), on en dégage une quantité de soufre telle que le sulfure restant est formé de 100 de fer et de 95 de soufre (Berze-

(*a*) Ce sulfure a été analysé par MM. Berzelius et Hatchett. Les résultats qu'ils ont obtenus sont sensiblement les mêmes. Nous avons rapporté ceux de M. Berzelius.

Digitized by Google

lius). Ce sulfure ne correspond à aucun oxide de fer connu jusqu'ici.

3°. Lorsqu'on projette dans un creuset rouge un mélange de 2 parties de limaille de fer et d'une partie de soufre, etc. (232), on obtient un sulfure de fer bien fondu, bien homogène, et qui contient moins de soufre que celui dont nous avons parlé en second lieu (*a*). C'est de ce sulfure qu'on se sert souvent pour obtenir le gaz hydrogène sulfuré; mais ce gaz ainsi préparé contient toujours une certaine quantité de gaz hydrogène.

4°. Enfin, lorsqu'on emploie parties égales de fer et de soufre, on obtient encore un sulfure de fer différent de ceux qui précèdent.

Ces différens sulfures sont-ils, comme l'admet M. Berzelius, des combinaisons de fer ou de soufre avec une espèce de sulfure de fer correspondant à un certain degré d'oxidation de ce métal, ou du proto-sulfure uni avec le per-sulfure? La théorie des proportions définies et la loi de composition des sulfures rendent cette opinion très-probable. D'après cela les pyrites magnétiques résulteraient de la combinaison de 1 partie de per-sulfure avec 2 ou 6 de proto-sulfure.

Sulfures d'Etain.

239. *Proto-sulfure.* — Formé de 100 d'étain et de 26,57 de soufre; solide, cristallisable en lames brillantes et d'un gris bleuâtre; moins fusible que l'étain; indécomposable par le feu; sans action sur le gaz oxigène sec et sur le gaz oxigène humide, à la température ordinaire;

(*a*) Cependant les observations de M. Berthier ne s'accordent pas avec celles-ci : car, suivant lui, il n'existe pas de sulfure moins sulfuré que celui qui correspond au proto-sulfate. (*Ann. des Mines*, tom. VII, pag. 437.)

Digitized by Google

absorbe ce gaz à l'aide d'une douce chaleur, en donnant naissance à du gaz acide sulfureux et à un sulfate; l'absorbe à une température élevée en donnant lieu à du gaz sulfureux et à de l'oxide d'étain; existe probablement dans le comté de Cornouailles, mais mêlé ou combiné avec le sulfure de cuivre; s'obtient par le premier procédé, en chauffant un mélange de 3 parties d'étain et de 2 de soufre (232).

Deuto-sulfure ou *per-sulfure*, — Formé de 100 d'étain et de 53,14 de soufre; appelé autrefois *or mussif* ou *musif*, *or mosaïque*, *or de Judée*; solide, cristallisable en lames d'un jaune d'or, laissant dégager du soufre à une température élevée, et passant à l'état de proto-sulfure; se comportant avec l'oxigène et l'air comme celui-ci; n'existe point dans la nature.

On peut l'obtenir, soit en chauffant, comme l'a annoncé Pelletier, parties égales de proto-sulfure d'étain et de sulfure de mercure, ou 2 parties de soufre et une partie d'oxide d'étain, dans une cornue de verre; soit en faisant passer du soufre en vapeur sur ce même proto-sulfure, comme l'a observé M. Gay-Lussac; soit en exposant à une douche chaleur, comme on le fait depuis long-temps, un mélange de soufre, d'amalgame d'étain et d'hydro-chlorate d'ammoniaque. C'est par ce dernier procédé qu'on obtient celui qu'on emploie, sous le nom d'*or mussif*, pour frotter les coussins des machines électriques, et pour bronzer le bois. A cet effet, on prend 2 parties d'étain et 1 de mercure; on les allie dans un creuset; aussitôt que l'alliage est fondu, on le verse dans un mortier de cuivre; on le pulvérise, et on le mêle intimement avec une partie et demie de soufre et une partie d'hydro-chlorate d'ammoniaque; on met le mélange dans un matras ou dans un creuset qu'on remplit jusqu'au trois quarts; on l'expose à une douce chaleur pendant plusieurs heures; il se forme

Digitized by Google

ainsi une masse très-légère, jaunâtre, lamelleuse, qui est l'or mussif même. Dans cette opération, le mercure ne sert qu'à rendre l'étain cassant, et à lui donner la propriété de pouvoir être réduit en poudre; ce qui le prouve, c'est qu'on peut remplacer l'amalgame d'étain par le proto-sulfure d'étain : en effet, Pelletier a obtenu 30 grammes de bel or mussif en chauffant ensemble 30 grammes de proto-sulfure avec 30 grammes de soufre et 30 grammes d'hydro-chlorate d'ammoniaque. Le sel ammoniac n'est pas non plus indispensable : il paraît cependant qu'il favorise la formation de l'or mussif.

Ainsi préparé, l'or mussif n'est jamais très-brillant ni d'un beau jaune : pour l'avoir dans cet état, il faut chauffer presque jusqu'au rouge une certaine quantité d'or mussif même dans un matras; la majeure partie se décompose à la vérité, en donnant lieu à une sublimation de soufre, de sel ammoniac, de deuto-chlorure d'étain et à un résidu de proto-sulfure; mais en même temps il s'en attache un peu à la voûte ou dans le col du matras sous forme de lames très-larges, très-éclatantes et d'un jaune très-vif.

Pelletier, qui fit beaucoup d'expériences sur le sulfure d'étain, regardait l'or mussif comme de l'oxide d'étain sulfuré. Cette opinion fut même partagée long-temps par les chimistes. Cependant il semble que la transformation du proto-sulfure d'étain en or mussif par le sulfure de mercure ou cinnabre, aurait dû la faire rejeter; mais c'est qu'alors on croyait que le cinnabre contenait de l'oxigène; sa véritable nature n'a été bien établie que dans un Mémoire qui m'est commun avec Fourcroy, et qui se trouve imprimé dans le Journal de l'Ecole polytechnique.

Digitized by Google

Sulfure de Cadmium.

239 *bis*. Formé de 100 de cadmium et de 28,172 de soufre ; jaune-orangé, fixe au feu, n'entrant en fusion qu'à la chaleur d'un rouge blanc, et cristallisant ensuite, par le refroidissement, en lames transparentes et micacées, de la plus belle couleur jaune de citron. Lorsqu'on le chauffe, il prend d'abord une couleur brune, puis une couleur cramoisie, qu'il perd à mesure que sa température diminue.

Ce sulfure ne s'obtient que difficilement en fondant le soufre avec le métal ; on réussit beaucoup mieux à le préparer en faisant chauffer un mélange de soufre et d'oxide de cadmium (deuxième procédé, 232), ou en précipitant un sel de cadmium par l'hydrogène sulfuré (quatrième procédé (232)).

La beauté et la fixité de sa couleur font espérer qu'il sera d'un emploi très-avantageux dans la peinture. (Stromeyer, *Annales de Chimie et de Physique*, tome XI, page 82.)

Sulfure d'Arsenic.

240. Il paraît que l'arsenic peut se combiner en différentes proportions avec le soufre. En effet, soit que l'on chauffe ensemble dans une cornue 1, 2, 3, 4 parties d'arsenic avec une partie de soufre, ou bien 1, 2, 3, 4 parties de soufre avec une partie d'arsenic, on obtient des composés homogènes et très-fusibles, dont la couleur est d'un jaune plus ou moins rouge ou orangé. Ces composés ne résultent-ils pas de l'union du sulfure d'arsenic avec l'arsenic, ou du sulfure d'arsenic avec le soufre ? Cela est probable : quoi qu'il en soit, après avoir parlé des deux espèces de sulfures d'arsenic qu'on rencontre dans la nature et qui sont connus, l'un sous le nom d'*orpiment*, à

Digitized by Google

cause de sa belle couleur jaune, et l'autre sous le nom de *réalgar*, nous ne nous occuperons, parmi les sulfures artificiels, que de celui qui correspond à l'oxide arsenical blanc, parce qu'il doit être considéré comme le type de tous les autres.

Orpiment. — Solide, d'un jaune d'or souvent nacré, ordinairement en masses composées de lames demi-transparentes, tendres et flexibles, qu'on peut séparer facilement avec un couteau, quelquefois en cristaux qui paraissent être des prismes obliques; insipide, inodore, vénéneux, pesant spécifiquement 3,45; plus fusible que l'arsenic, et se prenant par le refroidissement, après avoir été fondu, en une masse friable et d'un jaune orangé; entrant en ébullition et distillant en gouttelettes jaunes lorsqu'on le chauffe fortement; sans action sur le gaz oxigène humide, à la température ordinaire; absorbe rapidement ce gaz à l'aide de la chaleur, et passe toujours à l'état de gaz acide sulfureux et de deutoxide d'arsenic; se comporte avec l'air comme avec le gaz oxigène.

L'orpiment se rencontre en petite quantité dans la nature, tantôt dans l'intérieur des filons (Kapnik en Hongrie, Felsobanya et Nagyag en Transylvanie), tantôt formant lui-même de petits amas dans des matières argileuses, tantôt enfin dans les produits ignés; il accompagne partout le *réalgar*. (*Voy.* la page suivante.)

M. Laugier l'a trouvé formé de 100 parties d'arsenic et de 61,65 de soufre. (*Annales de Chimie*, tome LXXXV, page 45.) Tout nous porte à croire que cette quantité de soufre est trop faible et qu'elle doit être de 64,95.

L'orpiment s'emploie, conjointement avec la potasse, pour dissoudre l'indigo dans les manufactures de toiles peintes. L'on s'en sert quelquefois en peinture; mais alors on ne doit jamais le mêler avec le blanc de plomb, parce que la couleur, qui d'abord serait d'un beau jaune, ne

Digitized by Google

tarderait point à devenir noire en raison du sulfure de plomb qui se formerait. Il paraît aussi que les Turcs le font entrer dans la composition d'un dépilatoire.

Réalgar. — Solide, rouge-orangé, insipide, vénéneux, diversement cristallisé sous des formes qui dérivent d'un prisme oblique; plus fusible que l'arsenic et même que l'orpiment; se comporte d'ailleurs comme l'orpiment quand on l'expose à l'action de la chaleur, ou du gaz oxigène, ou de l'air; se trouve quelquefois disséminé dans des roches, par exemple, dans le carbonate de chaux et de magnésie du St.-Gothard, plus souvent dans des filons métallifères (Transylvanie; Marienberg en Saxe; Joachimstal en Bohême), souvent aussi dans les produits ignés (Vésuve, Etna, etc.), répandu enfin dans un grand nombre de localités, en Chine, au Japon, etc.

En l'analysant avec soin et opérant sur des échantillons cristallisés, M. Laugier a retiré de 143,74 de ce sulfure 100 d'arsenic et 43,74 de soufre : il contiendrait donc moins de soufre et plus d'arsenic que l'orpiment, ainsi que je l'avais déduit d'expériences synthétiques.

On emploie quelquefois le réalgar comme couleur.

Sulfure d'arsenic artificiel et correspondant à l'oxide arsenical blanc. L'on peut obtenir ce sulfure pur, soit en faisant passer du gaz hydrogène sulfuré à travers une dissolution d'oxide arsenical blanc dans l'acide hydrochlorique (232, quatrième procédé), soit en mêlant ensemble deux dissolutions aqueuses, l'une d'oxide d'arsenic uni à la potasse (arsenite de potasse) (1153), et l'autre d'hydro-sulfure de potasse, ou de soude, ou d'ammoniaque (combinaison de protoxide de potassium, ou de protoxide de sodium, ou d'ammoniaque avec l'hydrogène sulfuré), et versant dans le mélange de l'acide hydro-chlorique lui-même en dissolution dans l'eau : alors cet acide s'empare sur-le-champ du protoxide de potassium des deux dissolu-

Digitized by Google

tions, et forme un hydro-chlorate soluble; tandis que l'hydrogène et le soufre de l'hydro-sulfure se combinent, le premier avec l'oxigène, et le second avec l'arsenic du protoxide de ce métal. Le sulfure ainsi obtenu se précipite sous forme de flocons d'un très-beau jaune.

Comme il correspond évidemment à l'oxide arsenical blanc, il serait facile d'en connaître la composition, si l'on connaissait celle de cet oxide. Or, je me suis assuré par des expériences très-exactes que celui-ci était formé de 100 d'arsenic et de 32,28 d'oxigène; par conséquent le sulfure artificiel l'est de 100 d'arsenic et de 64,95 de soufre; l'orpiment bien pur doit être évidemment dans le même cas. Conséquemment l'orpiment contiendrait une fois et demie autant de soufre que le réalgar pour la même quantité de métal.

L'on peut encore obtenir du sulfure artificiel par voie de sublimation; mais en le préparant de cette manière l'on n'est point aussi sûr de sa pureté que de celle du précédent. Suivant M. Laugier, ce sulfure serait composé constamment de 100 d'arsenic et de 71,30 à 71,89 de soufre, soit que le mélange contînt un excès de soufre ou d'arsenic; et ce serait aussi, d'après lui, dans cette espèce de sulfure que la chaleur convertirait l'orpiment et le réalgar. (*Ann. de Chimie*, LXXXV, 26.) De nouvelles expériences faites par M. Berzelius tendent à prouver, au contraire, qu'on n'obtient un sulfure de cette nature qu'autant que le soufre est en excès; M. Berzelius le regarderait comme formé d'un sulfure correspondant à l'acide arsenique et de proto-sulfure ou de réalgar, dans des proportions telles que la quantité de per-sulfure contiendrait deux fois autant de soufre qu'il y en aurait dans la quantité de proto-sulfure. (*Ann. de Chim. et de Phys.*, tom. XI, pag. 242.)

Digitized by Google

Sulfure de Molybdène.

241. Gris-métallique, beaucoup plus fusible que le molybdène, indécomposable par la chaleur ; sans action sur le gaz oxigène sec ou humide à la température ordinaire; absorbe ce gaz à l'aide de la chaleur rouge, et se convertit en acide sulfureux, et en acide molybdique qui se volatilise sous forme de fumées blanches ; s'obtient par le premier et le second procédé (232); existe en petite quantité dans la nature.

Le sulfure de molybdène appartient aux terrains primitifs ; il y forme des filons, de petits amas, dans le granite, le gneiss, le mica-chiste, ou bien il se trouve disséminé dans ces roches et y remplace le mica ; quelquefois encore il se rencontre dans les amas métallifères et particulièrement dans ceux d'étain (*Altenberg, Zinwald, Schnéeberg, Geyer,* en Saxe; *Cornouailles,* etc.). Quoique peu abondant, il est assez répandu dans la nature. Les Alpes du Dauphiné, de la Savoie, du Piémont, en présentent dans un grand nombre de lieux ; les Pyrénées en renferment également; on en cite dans toutes les contrées primitives de l'Europe. Les petits amas de ce sulfure sont composés de lames entre-mêlées; mais les paillettes disséminées ont quelquefois la forme du prisme hexagonal simple ou modifié. Sa pesanteur spécifique est 4,738. Il est formé, d'après M. Bucholz, de 60 de molybdène et de 40 de soufre. Il ressemble, jusqu'à un certain point, à la plombagine ou mine de crayon ; comme elle, il laisse sur le papier des traces d'un gris-métallique ; mais sur la porcelaine la trace qu'il produit est verdâtre, tandis que celle de la plombagine est grise.

Le sulfure de molybdène est sans usages ; on ne s'en sert que dans les laboratoires, pour se procurer le molybdène et l'acide molybdique, etc.

Digitized by Google

Proto-sulfure d'Antimoine.

242. Solide, brillant comme l'antimoine même, gris-bleuâtre, beaucoup plus fusible que l'antimoine, inaltérable au feu; susceptible de décomposition, à une haute température, par le carbone, qui s'empare du soufre; cristallise en aiguilles irrégulières ou rhomboïdales avec des sommets à quatre faces; sans action sur le gaz oxigène sec et sur le gaz oxigène humide, à la température ordinaire; absorbe ce gaz à l'aide d'une légère chaleur, et donne lieu à du gaz sulfureux et probablement à du sulfate d'antimoine; l'absorbe également à l'aide d'une forte chaleur, et forme du gaz sulfureux et de l'oxide d'antimoine sulfuré; s'obtient facilement par le premier procédé (232), en chauffant un mélange de parties égales d'antimoine et de soufre dans un creuset; existe dans la nature.

Le proto-sulfure d'antimoine, quoique peu abondant, est assez répandu; il constitue à lui seul des filons plus ou moins puissans qui traversent des roches primitives, et se rencontre aussi comme substance accidentelle dans un grand nombre de filons, et particulièrement dans les filons argentifères. On le trouve, en France, à Malbose (Ardèche), Dèze (Lozère), Alby et Mercœur (Haute-Loire), Auzat (Puy-de-Dôme), Massiac (Cantal), Portès, Saint-Florent, Aujar (Gard), etc., et dans beaucoup d'autres lieux de l'Europe.

Il est facile d'en déterminer la proportion des principes constituans directement, c'est-à-dire, en combinant le soufre bien pur avec l'antimoine bien pur. J'ai trouvé par ce moyen que le sulfure d'antimoine devait être formé de 100 d'antimoine et de 37 de soufre. Il y a cependant une précaution à prendre pour arriver constamment à ce ré-

Digitized by Google

sultat : c'est de pulvériser le sulfure d'antimoine de la première opération, de le mêler avec la moitié de son poids de soufre, et de le chauffer de nouveau jusqu'au rouge, dans des vases clos ; sans cela il arriverait assez souvent que l'antimoine ne se saturerait pas de soufre. Au reste, lorsque le sulfure d'antimoine est pur, et qu'on le traite par l'acide hydro-chlorique, il se dissout promptement en donnant lieu à de l'hydrogène sulfuré et à de l'hydrochlorate de protoxide d'antimoine ; quand il contient un excès d'antimoine, celui-ci reste au fond du vase, et tout ce qui est sulfure se dissout encore.

C'est en traitant à une haute température le proto-sulfure d'antimoine par la fonte de fer, qu'on extrait l'antimoine (1232) ; c'est en le grillant et le fondant qu'on forme l'oxide d'antimoine sulfuré ou verre d'antimoine ; enfin, c'est en le mettant en contact avec une dissolution bouillante de potasse qu'on prépare le kermès et le soufre doré, ou l'oxide d'antimoine hydro-sulfuré (1113 et 1114).

Sulfure de Bismuth.

243. Formé de 100 de bismuth et de 22,52 de soufre, suivant M. Lagerhielm. (*Ann. de Chimie*, t. XCIV, p. 161.) Gris-jaunâtre, moins fusible que le bismuth ; cristallisable en aiguilles ; sans action sur le gaz oxigène sec ou humide à la température ordinaire ; l'absorbe à l'aide d'une légère chaleur, en produisant du gaz acide sulfureux et probablement un sulfate ; l'absorbe également à l'aide d'une chaleur très-forte, mais en donnant lieu à du gaz sulfureux et à de l'oxide de bismuth.

Ce sulfure n'existe que rarement dans la nature ; il ne forme jamais de gîtes à lui seul, et ne se trouve que dans les filons et amas des autres métaux, particulièrement dans ceux d'argent, où il accompagne l'arséniure de co-

Digitized by Google

balt (Bieber dans le Hanau; Wittichen en Souabe; Annaberg, Schnéeberg en Saxe; Riddarhytta en Suède). On le rencontre aussi dans quelques mines d'étain et de cuivre de Cornouailles.

Pour l'obtenir, il faut unir directement le soufre pur au bismuth pur (232, 1er procédé) : la combinaison se fait aisément; elle a même lieu avec tant d'énergie, qu'au moment où le sulfure se forme, il devient incandescent.

Sulfures de Cuivre.

244. *Proto-sulfure.* — Formé de 100 parties de cuivre et de 25,42 de soufre, d'après M. Berzelius; solide, gris de plomb; cristallisant en prisme hexaèdre régulier modifié de diverses manières; plus fusible que le cuivre; ne se décompose pas par la chaleur; n'a d'action ni sur le gaz oxigène sec, ni sur le gaz oxigène humide, à la température ordinaire; l'absorbe à l'aide d'une douce chaleur, et donne naissance à de l'acide sulfureux et à un sulfate; l'absorbe également à l'aide d'une haute température, et donne lieu à du gaz acide sulfureux et à de l'oxide de cuivre; ne s'unit point, par la fusion, à un excès de cuivre.

Ce sulfure s'obtient en chauffant, dans un creuset ou dans un matras, parties égales de soufre et de cuivre divisé. L'on observe qu'au moment où ces deux corps se combinent, il y a dégagement de calorique et de lumière. On pourrait également le préparer en chauffant, dans un creuset brasqué, le deuto-sulfate de cuivre desséché; d'où il suit que la moitié du soufre contenu dans le sel se dégage. Mais, outre que ce procédé est moins commode que l'autre, il arrive souvent qu'une portion de cuivre est mise en liberté par l'action du charbon sur le soufre (Berthier).

Digitized by Google

Le proto-sulfure de cuivre existe dans la nature, tantôt seulement en cristaux dans les mines de cuivre pyriteux (double sulfure de cuivre et de fer), comme en Cornouailles, tantôt en masses assez considérables et susceptibles d'exploitation, comme en Sibérie. Ailleurs il se trouve mêlé en diverses proportions avec le cuivre pyriteux, comme dans les schistes cuivreux du Mansfeld.

Le proto-sulfure entre pour près de moitié dans la composition du cuivre pyriteux, minerai qui se trouve en amas ou en filons dans les terrains anciens, dans les terrains intermédiaires et dans les premiers dépôts secondaires, et d'où l'on extrait une partie de cuivre qu'on emploie dans les arts. C'est en grillant ce double sulfure qu'on se procure une petite quantité du soufre qui entre dans sa composition.

Deuto ou *bi-sulfure.* — Le deuto-sulfure est toujours un produit de l'art; on l'obtient facilement en faisant passer du gaz hydrogène sulfuré à travers une dissolution de sulfate de deutoxide de cuivre (232, 4e procédé) : il renferme, pour la même quantité de métal, deux fois autant de soufre que le proto-sulfure.

Proto-sulfure de Plomb.

245. Formé de 100 parties de plomb et de 15,54 de soufre; solide, brillant, insipide, beaucoup moins fusible que le plomb, indécomposable par le feu; sans action sur le gaz oxigène sec et sur le gaz oxigène humide, à la température ordinaire; absorbe ce gaz à l'aide d'une douce chaleur, et se convertit en sulfate blanc et en gaz acide sulfureux; l'absorbe également à l'aide d'une haute température, et donne tout à la fois du gaz acide sulfureux, du sulfate de plomb qui se sublime en partie, et du plomb (1233).

Digitized by Google

Ce sulfure s'obtient par le 1er, le 2e, le 4e et le 5e procédé (232), mais surtout par le premier, en chauffant trois parties de plomb en grenaille et deux de soufre dans un creuset ou dans un matras : l'on remarque qu'au moment où la combinaison a lieu, il y a un si grand dégagement de calorique et de lumière que le fond du matras devient incandescent.

Le 4e procédé n'est point applicable; car lorsqu'on expose à la chaleur rouge le sulfate de plomb dans un creuset brasqué, il se dégage du gaz sulfureux et il se forme un sous-proto-sulfure, contenant la moitié du soufre du proto-sulfure proprement dit; et il paraît qu'à une température plus élevée, une partie du sous-sulfure se volatilise, et qu'une autre se décompose en abandonnant du plomb pur. (Berthier, *Mém. cité.*)

Le proto-sulfure de plomb, vulgairement connu sous le nom de *galène*, est le seul minerai de plomb en dépôts considérables; il se rencontre assez souvent en filons, et quelquefois en amas, dans les terrains primitifs; c'est sous ce dernier mode de gisement qu'il apparaît le plus fréquemment, soit dans les terrains intermédiaires, soit dans les premières parties des dépôts secondaires. Il existe beaucoup de sulfure de plomb dans la France, et cependant elle ne possède que deux exploitations importantes, *Poullaouen* et *Huelgoët*, en Bretagne; *Villefort* et *Vialas*, dans la Lozère. Dans les autres contrées, parmi les mines exploitées, les plus remarquables sont celle de *Pezey* en Savoie; celles de *Bleyberg* et de *Willach* en Carinthie; les nombreuses mines du *Hartz*, et surtout les mines du *Derbyshire* en Angleterre, qui fournissent presque la moitié du plomb livré annuellement au commerce. Lorsque le proto-sulfure de plomb est cristallisé, il présente des cubes, des octaèdres et tous leurs dérivés. On distingue plusieurs variétés sous le rapport de la structure des masses : le sulfure lamellaire à gran-

Digitized by Google

des ou à petites facettes, le sulfure compacte ; le premier est presque toujours à-peu-près pur ; les autres contiennent plus ou moins de sulfures d'argent, d'antimoine, et quelquefois de cuivre et de zinc.

On se sert principalement du proto-sulfure de plomb naturel pour extraire le plomb. Les potiers de terre l'emploient aussi sous le nom d'*alquifoux* pour vernir leur poterie ; ils en saupoudrent les diverses pièces, et les exposent ensuite au feu ; par ce moyen, le soufre passe à l'état d'acide sulfureux qui se dégage, et le plomb à l'état d'oxide qui s'unit et se vitrifie avec la substance du vase.

Sulfure de Mercure.

245. Suivant M. Guibourt, il n'existe qu'un seul sulfure de mercure ; c'est celui qui correspond au deutoxide ; tous les autres ne seraient que des mélanges de celui-ci et de mercure ou de soufre ; il en cite comme preuve l'action de l'hydrogène sulfuré sur les sels de mercure protoxidé et sur les sels de mercure deutoxidé. Les premiers donnent lieu à un sulfure noir dont l'on extrait du mercure en petits globules par la seule compression ; les seconds produisent un sulfure également noir, mais qui est homogène, et dont l'on ne peut extraire aucune portion de mercure sans le décomposer. Cette expérience prouve clairement, à la vérité, qu'il n'y a point de proto-sulfure, et qu'il y a au contraire un deuto-sulfure mercuriel ; mais elle n'est point suffisante pour démontrer que le sulfure que l'on obtient ordinairement par voie de sublimation, sulfure qui est rouge, et que l'on a connu de tout temps sous le nom de *cinnabre*, n'est point formé de mercure et de soufre dans des proportions particulières.

M. Guibourt répond à cette difficulté en assurant que le deuto-sulfure se convertit complétement en cinnabre ou

Digitized by Google

sulfure rouge, sans perdre aucun de ses principes, lorsqu'on le chauffe en vase clos, et que tous deux contiennent la même quantité de soufre. S'il en était ainsi, le deutosulfure noir ne serait-il pas un hydrate? (*Ann. de Chimie et de Physique*, tom. 1, pag. 422.)

Quoi qu'il en soit, nous ne traiterons en détail que du cinnabre proprement dit : connaissant ses propriétés, il sera facile de se faire une idée des autres sulfures que quelques chimistes ont admis.

Cinnabre. — Le cinnabre est formé de 100 de mercure et de 15,88 de soufre. Exposé dans un matras à un degré de chaleur voisin du rouge brun, le cinnabre se sublime sans éprouver de fusion apparente, et s'attache à la partie supérieure du vase sous forme d'une couche composée d'une multitude de petites aiguilles. Lorsqu'on le fait passer à travers un tube de porcelaine extrêmement rouge de feu, il est décomposé et produit une forte détonation due à l'expansion de la vapeur mercurielle. Chauffé doucement ou trituré avec diverses proportions de soufre ou de mercure, il perd sa couleur, et en prend une noire ou d'un violet noirâtre. Il n'agit en aucune manière sur le gaz oxigène sec ou humide à la température ordinaire; il absorbe ce gaz à l'aide de la chaleur, et se transforme en gaz acide sulfureux et en mercure; se comporte avec l'air comme avec le gaz oxigène; cède tout le soufre qu'il contient au fer, et à presque tous les autres métaux, à une température suffisamment élevée.

Le cinnabre forme des dépôts assez considérables; on le trouve dans les terrains primitifs (*Szlana* en Hongrie); mais ses gîtes principaux sont dans la partie inférieure des terrains secondaires, soit dans le grès houiller et le grès rouge, soit dans les calcaires qui les recouvrent : tels sont les gîtes du duché de Deux-Ponts, d'*Idria* en Carniole, d'*Almaden* en Espagne, et de plu-

Digitized by Google

sieurs mines au Méxique et au Pérou. En France, il n'y en a d'indice qu'à *Ménildot*, département de la Manche, et cet indice appartient encore au même gisement. Il paraît qu'il en existe beaucoup en Chine. C'est de cette contrée que proviennent les plus beaux cristaux de cinnabre ; ils sont sous forme de prismes hexaèdres réguliers, tandis que la plupart de ceux d'Europe sont des combinaisons de rhomboèdres ; d'ailleurs ils se rencontrent toujours dans des cavités situées au milieu des divers dépôts de minerai dont la masse est un mélange de matières terreuses, de cinnabre divisé et de petits amas de cinnabre grenu.

Il est probable que l'on pourrait obtenir le sulfure de mercure très-pur et très-beau en sublimant celui qu'on trouve naturellement; mais ordinairement ce sulfure se fait de toutes pièces. Lorsqu'on ne veut en faire, comme dans les laboratoires, qu'une petite quantité, on fait fondre une partie de soufre dans un creuset ; on ajoute ensuite peu à peu quatre parties de mercure ; on agite bien la masse ; le soufre et le mercure se combinent, et donnent naissance à un sulfure violet, quelquefois noirâtre : dans cet état, ce sulfure s'appelle vulgairement *éthiops de mercure*. On introduit ce sulfure dans un matras de verre à long col ; on l'expose, à feu nu, à une température voisine de la chaleur rouge : l'excès de soufre se dégage et se brûle, et le sulfure de mercure, à l'état de cinnabre, se sublime et cristallise en aiguilles violettes dans le col du matras. Si le cinnabre ne paraît pas d'une belle teinte, on le sublime de nouveau : alors il devient beaucoup plus beau. La fabrication du cinnabre artificiel se fait en grand en Hollande, à Idria, etc. En Hollande, au lieu de creuset, l'on se sert de bassine de fonte ; l'on y fond le soufre, et l'on y fait arriver le mercure en le passant à travers une peau de chamois : il en résulte que la combinaison est plus prompte et plus homogène ; aussitôt qu'elle est

Digitized by Google

faite, on surmonte la bassine d'un vase où le cinnabre se condense à mesure qu'il est volatilisé.

A l'exception du mercure qu'on trouve à l'état métallique dans toutes les mines que nous avons citées, et qu'il suffit alors de recueillir, c'est du cinnabre qu'on extrait tout le mercure nécessaire aux besoins du commerce; ce sont les mines d'Almaden et d'Idria qui en fournissent la presque totalité (1231). Le cinnabre artificiel est employé en peinture. Réduit en poudre, lavé et séché, il prend le nom de *vermillon*. Le vermillon le plus estimé nous vient de Chine; c'est une couleur très-solide, qui résiste à presque tous les agens. L'on commence à en faire de très-beau en France.

Proto-sulfure d'Argent.

246. Formé de 100 d'argent et 14,88 de soufre, d'après M. Berzelius, et sensiblement des mêmes quantités, d'après M. Vauquelin; solide, ductile, se laissant facilement couper, gris de plomb et doué de l'éclat métallique; plus fusible que l'argent, cristallisable en cube et en octaèdre, indécomposable par le feu; sans action sur le gaz oxigène sec ou humide à la température ordinaire; absorbe ce gaz à l'aide de la chaleur, et donne lieu à du gaz sulfureux et à de l'argent; se comporte avec l'air comme avec le gaz oxigène.

Le sulfure d'argent s'obtient par les deux premiers et les deux derniers procédés (232); il se forme d'ailleurs de plusieurs autres manières. On sait que l'argent noircit en l'exposant à la vapeur des fosses d'aisances, et qu'il éprouve très-promptement cet effet auprès des eaux sulfureuses : c'est qu'il se trouve, dans ces deux cas, en contact avec l'hydrogène sulfuré qu'il décompose peu à peu. Macquer rapporte même qu'ayant eu occasion d'analyser

Digitized by Google

un vase d'argent qu'on avait retiré d'une fosse d'aisances, il le trouva tout friable, tout noir, et converti en proto-sulfure d'argent. Enfin, l'on sait que les œufs que l'on fait cuire dans un vase d'argent le noircissent plus ou moins, et que c'est encore par le soufre qu'ils contiennent que cet effet a lieu.

Le proto-sulfure d'argent est assez abondant dans la nature. C'est de ce composé qu'on extrait journellement la plus grande partie de l'argent qui entre en circulation. Il forme parfois à lui seul des filons assez puissans dans les terrains primitifs et intermédiaires, et dans les premiers dépôts secondaires : telles sont, en Europe, les mines de Freyberg dans la Saxe, celles de Hongrie et de Transylvanie ; et en Amérique, les mines des districts de *Guanaxuoto*, *Zacatecas*, *Catorce*, *du Serro del-Potosi*, etc., etc. Il est souvent accompagné par les sulfures doubles d'argent et d'antimoine, d'argent et d'arsenic ; et d'ailleurs il est mélangé avec le sulfure de plomb dans presque toutes les mines de ce métal. Le sulfure d'argent se trouve encore quelquefois en petits cristaux, quelquefois en amas assez volumineux, et fréquemment en très-petites parties disséminées dans diverses gangues.

Sulfure de Platine.

Le soufre s'unit facilement au platine : il suffit pour cela de les exposer ensemble à une haute température. En effet, M. Vauquelin est parvenu à faire du sulfure de platine en chauffant au rouge, dans un creuset de terre, un mélange de 1 partie de platine très-divisé et de 2 de soufre, ou de 2 de soufre et de 1 d'hydro-chlorate ammoniaco de platine, sel qui, par la seule action du feu, se réduit et laisse le métal libre et dans un grand état de division.

Ce sulfure, exposé dans des vaisseaux clos à un haut

Digitized by Google

degré de chaleur, n'éprouve d'autre changement qu'une sorte de fusion. Calciné au contraire dans un vase ouvert, le soufre s'en dégage à l'état de gaz sulfureux, et le platine, qui reste tout entier dans le résidu, prend l'éclat métallique.

De 100 parties de sulfure bien desséché, on retire environ 84 de platine; ce qui fait voir que le sulfure ainsi obtenu doit être composé de 100 de platine et de 19 de soufre. (Vauquelin, *Annales de Chimie et de Physique*, tom. v, pag. 260.)

Lorsqu'au lieu d'unir, comme nous venons de dire, le soufre au platine, on fait passer un courant de gaz hydrogène sulfuré à travers la dissolution de ce métal, il en résulte un précipité noir qui contient beaucoup plus de soufre que le sulfure fortement calciné, et qui doit être, d'après cela, un deuto-sulfure. Ce précipité, quand il est humide, s'altère promptement à l'air, et forme, d'après les observations de MM. Proust et Berzelius, de l'acide sulfurique assez fort pour brûler le papier.

Il y a donc deux sulfures de platine bien distincts. M. Berzelius, qui en reconnaît l'existence, admet que, pour 100 de métal, le premier contient 16,55 de soufre, et le second, le double.

M. Edmond Davy croit même qu'il en existe trois : le premier s'obtiendrait en chauffant dans un tube de verre, à l'abri du contact de l'air, un mélange de parties égales de platine et de soufre, et élevant la température à la fin de l'opération jusqu'au rouge obscur; le second se préparerait par l'hydrogène sulfuré; le troisième se produirait lorsqu'on chaufferait jusqu'au rouge, dans une cornue de verre, un mélange de deux parties de soufre et de trois parties d'hydro-chlorate ammoniaco de platine. Ces sulfures contiendraient, sur 100 de platine, savoir : le proto-sulfure, 19,04 de soufre; le deuto-sulfure, 28,21 de sou-

Digitized by Google

e; le trito-sulfure, 38,8 de soufre. J'avoue que je révoque
ı doute l'existence du trito-sulfure; car il n'y a pas plus
: raison pour qu'il se forme dans la troisième expérience
ue dans la première. (*Syst. de Ch.* de Thomson, tra-
uction.) Observons néanmoins que l'analyse du proto-
ulfure par M. Edmond Davy s'accorde avec celle de
I. Vauquelin.

Des Sulfures de Palladium, de Rhodium et d'Iridium.

On obtient aisément chacun d'eux, suivant M. Vauquelin, en mêlant une partie de soufre avec une partie l'hydro-chlorate-ammoniaco du métal que l'on veut sulfurer, et calcinant le mélange dans un creuset fermé comme pour la préparation du sulfure de platine.

Les deux premiers, surtout celui de palladium, peuvent être fondus à un feu de réverbère; il n'en est pas de même du troisième. Tous trois se décomposent promptement lorsqu'on les chauffe avec le contact de l'air; le soufre passe à l'état de gaz sulfureux et le métal devient libre.

Ils sont composés, savoir : celui de palladium, de 100 de métal et de 24 de soufre; celui de rhodium, de 100 de métal et de 26 de soufre; celui d'iridium, de 100 de métal et de 33,33 de soufre. (M. Vauquelin, *Annales de Ch.*, tom. LXXXVIII et LXXXIX.)

M. Berzelius, qui s'est occupé aussi de l'analyse des sulfures de palladium et de rhodium, admet que celui de palladium est formé de 100 de métal et de 28,58 de soufre. Il reconnaît trois sulfures de rhodium : pour 100 de métal, le proto-sulfure contient, d'après lui, 13,44 de soufre; le deuto-sulfure, deux fois autant, et le trito-sulfure, trois fois autant.

Digitized by Google

Des autres Sulfures métalliques.

246 *bis*. Il nous reste encore à examiner les sulfures de chrôme, tungstène, colombium, urane, cérium, cobalt, titane, tellure, nickel, osmium, or. Ces différens sulfures n'ayant point ou n'ayant encore été que très-peu étudiés, nous ne pouvons ajouter que très-peu de chose à ce que nous en avons dit d'une manière générale (223). 1°. Aucun n'existe dans la nature. 2°. On obtient les sulfures de tellure, de nickel, de cobalt par les deux premiers procédés; probablement qu'on les obtiendrait également par le 3e : celui de nickel, provenant de l'union directe du soufre et du métal, est un véritable proto-sulfure. (M. Lassaigne, *Ann. de Ch. et de Phys.*, t. XXI, pag. 255 (232).) 3°. On prépare ceux de tungstène, de cérium et de titane par le 2e procédé; celui d'or se fait aisément par le quatrième et le cinquième, et celui de chrôme, d'après M. Lassaigne, en calcinant un mélange de chlorure de chrôme et de soufre. (*Annales de Chimie et de Physique*, t. XIV, pag. 299.) Nous ne pouvons rien dire de précis sur la préparation des autres.

Tous ces sulfures sont sans action sur l'air et sur le gaz oxigène, secs ou humides, à la température ordinaire; tous, au contraire, absorbent ce gaz à l'aide de la chaleur. Le sulfure d'or donne naissance à du gaz sulfureux, et le métal est mis en liberté. Il est probable que les sulfures d'urane, de cérium, de cobalt, de nickel, passent d'abord à l'état de sulfate, du moins en partie, et qu'à l'aide d'une forte chaleur ils donnent lieu à du gaz sulfureux et à un oxide.

Digitized by Google

Des Sulfures doubles.

M. Berthier, dans son excellent travail sur les sulfures, vient de démontrer que plusieurs de ces composés peuvent s'unir deux à deux et former ainsi des sulfures doubles. Ce sont surtout les sulfures des métaux alcalins ou des métaux de la 2e section, qui possèdent cette propriété; ils se combinent non-seulement entr'eux, mais encore avec ceux des quatre dernières sections. L'affinité d'où dépendent ces sortes de combinaisons doit être très-faible, car elles ont lieu en proportions indéfinies. Toutefois elles n'en sont ni moins distinctes ni moins bien caractérisées. On remarque d'abord que les produits sont parfaitement homogènes; 2°. qu'un grand nombre sont très-fusibles, quoique renfermant en assez forte proportion un sulfure infusible par lui-même; 3°. qu'en exposant à une température quelconque un composé de deux sulfures de densités très-différentes, on ne les obtient jamais en culots superposés; ce qui aurait lieu s'il n'y avait que mélange.

Les sulfures doubles préparés ou connus jusqu'à présent sont au nombre de dix-huit; savoir : ceux de calcium et de sodium, de calcium et de fer, de calcium et de cuivre; de barium et de potassium, de barium et de fer, de barium et de cuivre, de barium et de plomb; de potassium et de cuivre; de sodium et de manganèse, de sodium et d'antimoine, de sodium et de plomb; de magnésium, de cuivre et de fer; enfin d'antimoine et d'argent, de cuivre et d'argent, de cuivre et d'antimoine, de cuivre et de bismuth.

Quatre de ces sulfures sont naturels; ce sont les quatre deniers : tous les autres s'obtiennent en chauffant les sulfures dans des creusets ordinaires, et de préférence les sulfates dans des creusets brasqués. La température peut être portée à 150° pyrom. de *Wedgwood* quand le sulfure n'est pas volatil; elle doit être seulement à 70° si

Digitized by Google

l'un des sulfures est capable de se réduire en vapeur, comme celui de potassium, par exemple. (*Voyez*, pour connaître ces composés en détail, le Mémoire de M. Berthier, *Ann. des Mines*, t. VII, p. 438.)

Des Séléniures.

246 *ter*. Le sélénium n'a pu être mis en contact jusqu'ici qu'avec quinze métaux, qui sont : le potassium, le zinc, le fer, l'étain, l'arsenic, l'antimoine, le cobalt, le bismuth, le cuivre, le plomb, le tellure, le mercure, l'argent, le palladium et le platine : comme il n'est aucun de ces quinze métaux avec lequel il n'ait formé des composés plus ou moins intimes, il est probable qu'il peut s'unir avec tous les autres.

Les séléniures métalliques ont des rapports si intimes avec les sulfures qu'on peut appliquer aux séléniures, à très-peu de chose près, ce que nous avons dit en général sur les propriétés physiques des sulfures, sur les phénomènes qu'ils nous présentent dans leur contact avec l'oxigène, avec l'air, avec l'eau, et sur les changemens qu'ils éprouvent à une température plus ou moins élevée (226).

Leur composition est également soumise à des lois fixes : ils contiennent d'autant plus de sélénium que le métal qui leur sert de base peut absorber plus d'oxigène ; et l'expérience fait voir que, quand un métal exige pour s'oxider une partie d'oxigène, il prend 4,854 de sélénium pour passer à l'état de séléniure. Sans doute qu'il existe plusieurs séléniures du même métal, comme il existe plusieurs sulfures.

Les séléniures de cuivre, de cuivre et d'argent sont les seuls que l'on ait trouvés jusqu'ici dans la nature.

Le meilleur procédé pour obtenir les séléniures à proportions fixes est sans contredit de précipiter les dissolu-

Digitized by Google

tions métalliques par l'hydrogène sélénié, de même que par l'hydrogène sulfuré (tom. 1, pag. 497) : cependant on peut aussi préparer les proto-séléniures en unissant directement les métaux avec le sélénium, pourvu qu'à la fin de l'opération on ait le soin de chasser l'excès de celui-ci par la chaleur.

Séléniure de potassium. — Le séléniure de potassium s'obtient en combinant directement le sélénium avec le potassium. Au moment de la combinaison, il se dégage tant de chaleur qu'une petite quantité de séléniure se sublime, et que la masse devient incandescente : c'est pourquoi la préparation de ce composé doit être faite de même que celle du sulfure de potassium (234). Le séléniure de potassium se fond en un bouton d'apparence métallique, gris de fer, dont la cassure est cristalline et radiée. Mis en contact avec l'eau, il s'y dissout sans dégager de gaz, et donne lieu en la décomposant à un hydro-séléniure de potasse. La dissolution est d'un rouge foncé : les acides en rendent libre l'hydrogène sélénié et en précipitent du sélénium; c'est celui-ci sans doute qui, se trouvant en excès, la colore, car il forme avec les hydro-séléniures alcalins des hydro-séléniures séléniés, semblables dans leur genre aux hydro-sulfures sulfurés. Cependant M. Berzelius fait observer que, dans le cas même où il y a un excès de potassium, et où par conséquent le séléniure dégage du gaz hydrogène dans son contact avec l'eau, la liqueur prend une couleur rouge.

Séléniure de zinc. — Lorsqu'on chauffe ensemble du zinc et du sélénium dans un tube de verre, celui-ci se liquéfie, s'étend sur la surface du métal et bientôt se volatilise; mais si l'on fait l'expérience de manière à mettre en contact la vapeur de sélénium avec le zinc chauffé jusqu'au rouge, la masse prend feu, fait explosion, et les vases se tapissent intérieurement d'une couche de sub-

Digitized by Google

stance pulvérulente, dont la couleur est jaune citron. Cette poudre, qui reste jaune en se refroidissant, est un véritable séléniure de zinc qui se rapproche beaucoup du sulfure de zinc fait de la même manière.

Séléniure de fer.—Que l'on mette du sélénium au fond d'un tube de verre, fermé à son extrémité inférieure; que l'on place de la limaille de fer par-dessus, et que l'on entoure celle-ci de charbons incandescens, le sélénium se volatilisera et s'unira au fer en produisant une ignition très-marquée. Il n'y aurait pas de dégagement de lumière si l'on mêlait le sélénium à la limaille; celui-ci se volatiliserait presque en entier avant de pouvoir se combiner, ou du moins la limaille se recouvrirait tout au plus d'une petite couche de séléniure.

Le séléniure de fer a l'apparence métallique, et une couleur grise foncée tirant au jaune. Il est dur, cassant; sa cassure est grenue. Exposé à la flamme du chalumeau, il abandonne une certaine quantité de sélénium, et se convertit en une masse noire fondue qui paraît être un séléniate. L'acide hydro-chlorique liquide attaque, à l'aide de la chaleur, le séléniure de fer; l'eau est décomposée, et de là résultent du gaz hydrogène sélénié et de l'hydrochlorate de protoxide de fer : la liqueur se colore tout de suite en rouge de cinnabre et se trouble, ce qui, selon toute apparence, provient de ce que l'oxigène de l'air contenu dans l'acide ou dans les vases décompose la première portion de gaz hydrogène sélénié, et en précipite le sélénium : aussi lorsque, pendant le cours de l'expérience, l'air pénètre dans l'appareil, ce même phénomène se reproduit tout-à-coup.

Il paraît que, dans cette expérience, il se forme encore un autre gaz combustible, facile à distinguer de l'hydrogène sélénié, en ce qu'il n'est soluble ni dans l'eau ni dans les alcalis.

Digitized by Google

Séléniure d'arsenic. — Lorsqu'on met de l'arsenic métallique dans le sélénium fondu, il s'y combine peu à peu; une chaleur modérée vaporise celui de ces deux corps qui se trouve en excès, et laisse pour résidu une masse noire très-fusible; une chaleur rouge fait bouillir cette masse, et en distille un composé qui paraît être du per-séléniure d'arsenic; mais bientôt l'ébullition cesse et la masse incandescente reste liquide et sans mouvement : dans cet état, il faut en élever la température presque jusqu'au degré de la *chaleur blanche* pour sublimer cette masse; après son refroidissement, elle est noire, tirant au brun; sa surface a l'éclat du verre, et sa cassure est vitreuse.

Séléniure d'antimoine. — Ce séléniure, qui est très-fusible, et que l'on produit aisément en combinant directement le sélénium avec l'antimoine, se recouvre d'une scorie vitreuse quand on le chauffe fortement avec le contact de l'air. Cette scorie est sans doute une combinaison de séléniure d'antimoine et d'oxide d'antimoine : du moins ces deux corps s'unissent facilement, et donnent une masse jaune-brunâtre, transparente, en couches minces, vitreuse, et entièrement analogue à celle qu'on appelle *verre d'antimoine.*

Séléniure de cuivre. — Il est facile de préparer le proto et le deuto-séléniure de cuivre. Pour obtenir celui-ci, il suffit de faire passer le gaz hydrogène sélénié à travers une dissolution de sulfate de deutoxide de cuivre; à l'instant même le deuto-séléniure se précipite en gros flocons noirs qui deviennent gris foncé par la dessiccation. Soumis, dans une petite cornue, à l'action d'une chaleur rouge, ce séléniure laisse dégager la moitié de son sélénium, et passe à l'état de proto-séléniure, qui est très-fusible, et qui, par le refroidissement, se solidifie en un bouton dont la couleur est gris d'acier, la cassure compacte, et l'aspect analogue au sulfure gris de cuivre. Le proto-séléniure peut

Digitized by Google

également se préparer en unissant directement le sélénium avec le cuivre, et chauffant la matière jusqu'au rouge.

Séléniure de plomb.—Le sélénium et le plomb se combinent avec dégagement de calorique, mais sans aucun dégagement de lumière. Le séléniure ainsi obtenu est en masse poreuse, grise, qui, par le frottement, se polit et devient blanche comme de l'argent. La chaleur rouge n'en opère point la fusion. Exposé à la pointe de la flamme du chalumeau, il abandonne un peu de sélénium, qui sans doute se brûle, et produit, en absorbant l'oxigène de l'air, un sous-séléniate de plomb qui, quand l'expérience est faite dans une cavité de charbon, ne tarde point à pénétrer à travers celui-ci, et à laisser à la surface de la cavité une pellicule blanche de séléniure provenant du séléniate réduit.

Séléniure de mercure.—Chauffé avec le mercure, le sélénium s'y unit promptement, sans production de lumière; à une température un peu plus élevée, l'excès de mercure que le composé pourrait contenir se dégage, et le séléniure, quelque temps après, se sublime sans se fondre, et se condense en feuilles blanches qui ont le brillant métallique. Si, au lieu du mercure, c'était le sélénium qui fût en excès, la chaleur le dégagerait aussi le premier : cependant l'on observe alors que les cristaux feuilletés et blancs n'apparaissent qu'après un sublimé facile à distinguer de ceux-ci. Ce sublimé est peut-être bien un séléniure au *maximum,* tandis que le premier est un proto-séléniure.

L'acide nitrique, même concentré et bouillant, n'a presque point d'action sur le séléniure de mercure. Il ne le convertit, en effet, que peu à peu en une poudre blanche, qui est un séléniate de protoxide. Ce séléniate, lavé et mis en contact avec l'acide hydro-chlorique, donne lieu à un phénomène remarquable : une partie de l'acide sélénique est décomposée par le protoxide mercuriel, et de là

Digitized by Google

résultent de l'hydro-chlorate de deutoxide qui est soluble, et du sélénium qui se précipite en poudre rouge. L'acide sélénique non attaqué se retrouve dans la liqueur.

L'*eau régale*, ou l'acide nitrique mêlé à l'acide hydro-chlorique, attaque au contraire très-facilement le séléniure mercuriel; à froid elle le dissout, sans doute en acidifiant le sélénium, et en faisant passer le métal à l'état de deutoxide (635).

Séléniure de platine. — Le sélénium a une si grande tendance à s'unir au platine, que les creusets de ce métal sont attaqués par les séléniates à la température rouge, et même par le séléniate d'ammoniaque qu'on y fait évaporer jusqu'à siccité. Aussi, pour obtenir du séléniure de platine, suffit-il de chauffer le sélénium avec du platine en poudre dans un tube de verre. Ce séléniure, calciné avec le contact de l'air, se décompose promptement; le sélénium s'oxide et se volatilise; le métal reste libre. (*Voyez*, pour plus de détails et pour les autres séléniures, le *Mémoire* de M. Berzelius, *Ann. de Chimie et de Physique*, tom. IX, pag. 239.)

Des Chlorures.

247. Il paraît que tous les métaux peuvent s'unir au chlore, et former des chlorures qui correspondent aux divers oxides, et que nous connaîtrons par cela même sous les noms de *proto-chlorures*, de *deuto-chlorures*, etc.

En effet, les chlorures sont tellement composés, que quand on les met en contact avec l'eau, et qu'ils la décomposent, ils s'emparent de ses deux principes et se transforment en hydro-chlorates : l'oxigène de l'eau se porte donc alors sur le métal, et l'hydrogène sur le chlore. Or, comme l'acide hydro-chlorique est formé d'un volume de gaz hydrogène et d'un volume de chlore, qu'un volume

Digitized by Google

de gaz hydrogène absorbe un demi-volume d'oxigène, la quantité de chlore dans les chlorures doit être à la quantité d'oxigène dans les oxides, comme le poids d'un volume de chlore est au poids d'un demi-volume d'oxigène, ou comme 4,388 est à 1; par conséquent, lorsqu'un métal exigera 1 d'oxigène pour s'oxider, il prendra 4,388 de chlore pour passer à l'état de chlorure.

Tous les chlorures sont cassans; tous sont inodores et solides, excepté les deuto-chlorures d'étain et d'arsenic, qui sont liquides et volatils; aucun n'a le brillant métallique; le chlorure d'argent et le proto-chlorure de mercure sont les seuls qui ne soient pas sapides; la plupart cristallisent régulièrement; le plus grand nombre est incolore.

Parmi tous les chlorures, il n'y a que quelques-uns de ceux qui appartiennent à la dernière section qui soient décomposables par le feu : tels sont les chlorures d'or et de platine. Ceux des cinq premières sections, et même celui d'argent, résistent à la chaleur d'un feu de forge; ils entrent seulement en fusion, et plusieurs d'entre eux se volatilisent ensuite. Ce qu'il y a de remarquable, c'est que ceux des deux premières sections ne se fondent qu'au-dessus du degré de la chaleur rouge, et qu'ils sont fixes, tandis que la plupart des autres sont fusibles et quelquefois volatils au-dessous de ce degré. nous citerons comme exemple les deuto-chlorures d'étain et d'arsenic, qui sont liquides à la température ordinaire, et bouillent à une température peu élevée; le proto-chlorure d'antimoine, le chlorure de bismuth, le chlorure de zinc, qui entrent en fusion au-dessous de 100°, et dont l'aspect est comme gras, si bien qu'on les connaissait autrefois sous le nom de *beurre d'antimoine, beurre de bismuth,* etc.; le proto-chlorure et le deuto-chlorure de mercure, que l'on sublime aisément dans des vases de verre, et que l'on appelle ordinairement *sublimé doux* et *sublimé corrosif.*

Digitized by Google

Mis en contact avec l'eau, tous les chlorures connus, excepté le proto-chlorure de mercure et le chlorure d'argent, s'y dissolvent. La dissolution a-t-elle lieu sans que l'eau soit décomposée, ou ne se fait-elle qu'autant qu'il y a décomposition d'eau, combinaison de ses deux principes avec ceux du chlorure, et formation d'hydro-chlorate? Voilà ce qu'il s'agit d'examiner.

Les faits ou les observations qui appuient le plus la première hypothèse sont : 1°. que le chlore a une grande affinité pour les métaux; 2°. qu'en exposant à une évaporation spontanée des dissolutions de chlorures de sodium, de potassium et de barium, il s'y forme peu à peu des cristaux qui sont réellement composés de chlore, uni à ces métaux à l'état métallique; 3°. que les résidus que l'on obtient, en évaporant doucement ces mêmes dissolutions jusqu'à siccité, sont également des chlorures; 4°. que la dissolution des chlorures dans l'eau se fait sans donner lieu le plus souvent à aucun des phénomènes qui se produisent lorsque les corps se combinent intimement; 5°. que dans la deuxième hypothèse l'on est forcé d'admettre la transformation subite des hydro-chlorates en chlorures par la seule force de cristallisation, et de supposer d'ailleurs que les chlorures et les hydro-chlorates se transforment réciproquement les uns dans les autres, dans un grand nombre de circonstances, avec une facilité extrême.

Mais si l'on considère : 1°. que le chlore a une très-grande affinité pour l'hydrogène puisqu'il l'enlève à tous les autres corps, et que l'oxigène en a lui-même une très-grande pour la plupart des métaux; 2°. que la force de cristallisation peut produire des effets considérables, puisque certaines pierres qui contiennent de l'eau dans leur intérieur sont capables de se fendre lorsque celle-ci vient à se congeler; 3°. que le chlorure de calcium élève de plus de 50° la température de l'eau dans laquelle on le

Digitized by Google

dissout, quoiqu'il y ait sans doute beaucoup de calorique qui devient latent au moment où la dissolution s'opère; 4°. que l'acide hydro-chlorique est un acide puissant, qui, par conséquent, tend à s'unir aux bases avec beaucoup de force; 5°. que l'on ne peut nier l'existence des hydro-chlorates terreux; 6°. que les chlorures, en se dissolvant dans l'eau, prennent des teintes semblables à celles des dissolutions salines de mêmes bases dans lesquelles les métaux sont bien sûrement oxidés; par exemple, que le proto-chlorure de fer, qui est blanc, devient vert comme le proto-sulfate de fer; que le chlorure de cobalt, qui est gris-blanc, produit une liqueur rose comme le proto-sulfate de cobalt; que le chlorure de nickel, qui est jaune d'or, colore l'eau en vert comme le fait le proto-sulfate de nickel (Chevreul, *Ann. de Chimie*, tom. xcv, pag. 307); 7°. qu'en versant dans les dissolutions de chlorure de manganèse, ou de fer, ou de mercure, etc., une dissolution de protoxide de potassium, l'on obtient des précipités d'oxides de manganèse, de fer, de mercure; et que, pour expliquer ce phénomène dans la première hypothèse, il faudrait admettre que le protoxide de potassium cédât son oxigène à ces métaux, et que le potassium se combinât avec le chlore; 8°. qu'en remplaçant, dans l'expérience précédente, le protoxide de potassium par l'ammoniaque, il se précipite aussi des oxides métalliques, et qu'il se forme alors, non plus un chlorure, mais un hydro-chlorate d'ammoniaque; ce qui, dans l'autre manière de voir, ne peut se concevoir qu'en supposant que l'eau se décompose au moment de l'addition de l'alcali; 9°. si l'on considère enfin que certains chlorures produisent une liqueur sensiblement acide quand on les met en contact avec l'eau, il nous semble que la seconde hypothèse deviendra bien plus probable que la première : ainsi, nous admettrons par la suite qu'un chlorure qui se dissout dans l'eau la décompose; que les deux

Digitized by Google

principes de celle-ci se combinent, savoir : l'hydrogène avec le chlore, l'oxigène avec le métal, et que de là résulte un hydro-chlorate. Il serait possible cependant que cette propriété n'appartînt pas à tous les chlorures : mais comment distinguer ceux qui ne la possèdent pas de ceux qui la possèdent?

Les chlorures n'éprouvent aucune altération dans leur contact avec l'oxigène et l'air sec; ils ne sont altérés par ces gaz qu'autant que ceux-ci sont humides, et encore n'y a-t-il que les chlorures capables de former des hydro-chlorates déliquescens qui soient dans ce cas. L'hydrogène est sans action sur les chlorures alcalins et terreux; mais il réduit tous les autres à une température plus ou moins élevée : que l'on mette du chlorure d'argent dans un tube de porcelaine qui traverse un fourneau; que l'on fasse ensuite passer un courant de gaz hydrogène dans ce tube, et que l'on chauffe peu à peu ce même tube, bientôt il se produira d'abondantes vapeurs d'acide hydro-chlorique, et l'argent sera mis en liberté; c'est ce qui arrivera également aux chlorures de mercure, de plomb, de cuivre, et c'est ce qui arriverait au chlorure de fer lui-même si la température était très-élevée. Voilà pourquoi le carbone et le bore, qui, par eux-mêmes, sont sans action sur les chlorures, décomposent ceux des quatre dernières sections par l'intermède de l'eau; ils s'emparent de l'oxigène de celle-ci, et permettent à son hydrogène de s'unir au chlore : aussi, lorsque l'on substitue de la vapeur d'eau au gaz hydrogène dans l'expérience précédente, et lorsque d'ailleurs les chlorures sont mêlés avec du carbone et du bore, l'on obtient non-seulement du gaz hydro-chlorique et le métal du chlorure, mais du gaz carbonique ou de l'acide borique.

Rien de plus facile à concevoir encore, d'après cela, pourquoi le charbon ordinaire est propre à réduire un grand nombre de chlorures : c'est qu'il contient toujours une cer-

Digitized by Google

taine quantité d'hydrogène, et que celui-ci agit comme s'il était libre ou gazeux.

Le phosphore et le soufre n'ont d'action que sur quelques chlorures; l'action n'a même lieu qu'à l'aide de la chaleur : il en résulte presque toujours des phosphures et des sulfures de chlore, et des phosphures et des sulfures métalliques. Le chlorure de mercure peut être cité comme exemple : c'est de tous les chlorures celui dont la décomposition s'opère le plus facilement par le phosphore, et cependant le phosphore ne s'unit point au mercure. Pour en juger, il suffira de mettre dans un tube de verre fermé par un bout 10 à 12 grammes de phosphore, et, pardessus, 75 à 80 grammes de proto ou de deuto-chlorure de mercure; de placer ce tube dans un fourneau de manière à en faire passer l'extrémité inférieure d'environ un pouce à travers la grille; d'y adapter ensuite un plus petit tube, que l'on fera plonger au fond d'une éprouvette bien sèche et fermée avec un bouchon auquel on aura pratiqué une petite fissure pour donner issue à la matière qui ne se condenserait pas; de mettre alors quelques charbons incandescens autour de la partie du tube qui contient le chlorure, et de réduire enfin le phosphore en vapeur à l'aide d'autres charbons, lorsque le chlorure sera à-peu-près à la température de 200° : ce chlorure se décomposera promptement;

se fera un grand vide dans le tube; le mercure apparaîtra en globules, et il se condensera dans l'éprouvette un liquide blanc que l'on reconnaîtra facilement pour du phosphure de chlore ou du chlorure de phosphore.

Le potassium et le sodium décomposent à chaud tous les chlorures des quatre dernières sections; il en est de même de la plupart des métaux des quatre premières par rapport aux chlorures des deux dernières : mettez un peu de potassium au fond d'un petit tube de verre fermé à l'une de ses extrémités; recouvrez ensuite le potassium de chlorure

Digitized by Google

d'argent, ou de mercure, ou de plomb, et placez le tube au-dessus de quelques charbons incandescens; il ne tardera point à se produire un chlorure de potassium, et la combinaison sera si intime qu'elle se fera avec dégagement de chaleur et de lumière.

État naturel. — L'on ne trouve dans la nature que cinq chlorures : ce sont ceux d'argent, de plomb, de cuivre, le proto-chlorure de mercure et le proto-chlorure de sodium : celui-ci n'est que le sel marin concret ou le sel gemme; il est commun, et les autres rares.

Préparation, Usages. — Comme l'on prépare presque toujours les chlorures en même temps que les hydro-chlorates, ce ne sera qu'en parlant de la préparation de ceux-ci que nous nous occuperons de la préparation de ceux-là (1021 et suiv.).

Ce ne sera aussi qu'à cette époque que nous ferons connaître leurs usages, parce qu'ils se confondent souvent avec ceux des hydro-chlorates mêmes.

Il nous faudrait actuellement examiner les chlorures en particulier; mais l'histoire s'en trouvera toute tracée, si l'on ajoute à ce que nous venons d'en dire ce que nous dirons par la suite des hydro-chlorates; car il est rare que l'on fasse agir les corps les uns sur les autres sans qu'ils soient immédiatement en contact avec l'eau, et l'on sait que les chlorures se transforment alors presque tous en hydro-chlorates (1012).

Des Iodures.

248. Quoique l'on n'ait encore combiné l'iode qu'avec le potassium, le sodium, le zinc, le fer, l'étain, l'antimoine, le bismuth, le cuivre, le plomb, le mercure et l'argent, il paraît que ce corps possède, comme le chlore, la propriété de se combiner avec tous les métaux; il est probable

Digitized by Google

également que les iodures sont soumis à la même loi de composition que les chlorures et les sulfures; car, 1°. lorsqu'on les met en contact avec l'eau et qu'ils s'y dissolvent, ils la décomposent, s'emparent de ses deux principes constituans, et se transforment en hydriodates. 2°. Lorsqu'on calcine les hydriodates de protoxides de potassium, de sodium, etc., il en résulte de l'eau et des iodures. 3°. Lorsqu'on met l'acide hydriodique en contact avec les oxides et qu'il en opère la décomposition, il en résulte encore des iodures et de l'eau. La quantité d'iode dans les iodures est donc proportionnelle à la quantité d'oxigène des oxides; mais l'acide hydriodique est formé d'un volume de vapeur d'iode et d'un volume de gaz hydrogène, et un volume d'hydrogène est capable d'absorber un demi-volume d'oxigène : il s'ensuit donc que la quantité d'iode dans les iodures est à la quantité d'oxigène dans les oxides comme le poids d'un volume de vapeur d'iode est à celui d'un demi-volume d'oxigène, c'est-à-dire, comme 8,6195 est à 0,55179, ou comme 15,62 est à 1; par conséquent un métal qui s'unirait à 1 partie d'oxigène se combinerait avec 15,62 d'iode.

Tous les iodures connus jusqu'ici sont cassans, inodores, solides; la plupart ont de la saveur; la plupart aussi cristallisent; il en est beaucoup d'incolores. Parmi ceux qui sont colorés, plusieurs sont d'une teinte très-foncée : l'iodure de plomb est d'un jaune vif; le protiodure de mercure d'un jaune assez beau, et le deutiodure d'un rouge de vermillon.

Quelques iodures sont volatils : tels sont ceux de potassium, de sodium, de zinc et de mercure.

Tous, excepté ceux de potassium, de sodium, de plomb et de bismuth, sont décomposés par l'oxigène à une température rouge; l'iode s'en dégage sous forme de vapeurs violettes, et le métal s'oxide.

Digitized by Google

Il en est qui, comme l'iodure de zinc, tombent en déliquescence à l'air.

Mis en contact avec l'eau, les iodures de potassium, de sodium, de zinc, de fer, la décomposent tout-à-coup, et s'y dissolvent en passant à l'état d'hydriodates. Il en serait probablement de même des autres iodures des deux premières sections (*a*).

Les iodures d'étain et d'antimoine opèrent également, à la température ordinaire, la décomposition de l'eau; mais l'acide hydriodique ne s'unit point à l'oxide métallique : celui-ci se précipite, tandis que l'acide reste dans la liqueur.

Ceux de bismuth, de cuivre, de plomb, de mercure, d'argent, et en général presque tous ceux dont les métaux ne peuvent point décomposer l'eau, sont, au contraire, sans action sur elle, et ne s'y dissolvent point.

Lorsqu'un iodure peut décomposer l'eau, on parvient également à la décomposer en la chauffant avec l'iode et le métal de l'iodure : c'est ainsi qu'en faisant un mélange d'eau, d'iode et de zinc, et le faisant chauffer, il en résulte tout de suite de l'hydriodate de zinc.

L'iode est chassé de ses combinaisons avec les métaux par le chlore, à une température élevée; mais, à cette température, il a presque toujours plus d'affinité pour les métaux que le soufre et le phosphore.

Enfin il n'y a point d'iodure connu dont l'acide sulfurique et l'acide nitrique concentrés ne puissent oxider le métal et dégager l'iode.

État naturel. — Les iodures sont toujours le produit de l'art : il n'en existe aucun dans la nature.

(*a*) La décomposition de l'eau par les iodures peut être mise en doute. Nous ne reproduirons point les raisons qui nous la font admettre; elles sont les mêmes que celles que nous avons exposées en parlant de l'action de l'eau sur les chlorures (247).

Digitized by Google

Préparation. — Tous les iodures peuvent s'obtenir directement, c'est-à-dire, en chauffant les métaux avec l'iode. Ceux qui sont sans action sur l'eau peuvent encore être préparés en versant une dissolution d'hydriodate de potasse dans une dissolution saline ayant pour base l'oxide du métal qu'il s'agit d'unir à l'iode : par exemple, s'agit-il de se procurer de l'iodure de plomb, l'on versera l'hydriodate de potasse dans du nitrate ou de l'acétate de plomb; l'hydrogène de l'acide hydriodique s'unira à l'oxigène de l'oxide de plomb, l'acide nitrique ou l'acide acétique à la potasse, l'iode au plomb, et l'iodure se précipitera à mesure qu'il se formera.

Jusqu'ici les iodures sont sans aucune espèce d'usages; peut-être pourrait-on employer celui de mercure et celui de plomb en peinture.

Ce qu'on sait sur ces composés est principalement dû à M. Gay-Lussac. (*Annales de Chimie*, t. XCI, p. 23.)

Des Iodures en particulier.

249. L'on n'a encore examiné d'une manière particulière que douze iodures, savoir : ceux de potassium, de sodium, de zinc, de fer, d'étain, d'antimoine, de cuivre, de plomb, de bismuth, de nickel, d'argent et de mercure.

Iodure de potassium. — Cet iodure, qui correspond au protoxide, s'obtient, soit en calcinant de l'iodate ou de l'hydriodate de potasse, soit en chauffant dans un tube de verre un excès d'iode avec le potassium. Lorsqu'on suit ce dernier procédé, au moment où la combinaison a lieu, il se produit de la lumière qui paraît violette, parce qu'elle est vue à travers la vapeur de l'excédant d'iode qui se dégage.

L'iodure de potassium entre en fusion et se volatilise au-dessous de la chaleur rouge : en se refroidissant après avoir

Digitized by Google

été fondu, il prend une apparence nacrée et cristalline. Il se dissout facilement dans l'eau, et forme, en la décomposant, un hydriodate de potasse neutre. Il est composé de 100 de potassium et de 319,06 d'iode, en admettant que le protoxide de ce métal le soit de 100 de potassium et de 20,425 d'oxigène. (*Voy.* pour les autres propriétés, les iodures considérés en général.)

Iodure de sodium. Nous n'en dirons rien : son histoire est analogue à celle du potassium.

Iodure de zinc. Sa saveur est très-styptique. Chauffé dans un petit matras, il fond promptement, se vaporise ensuite, et se condense en prismes aciculaires à quatre pans. Très-soluble dans l'eau, en la décomposant toutefois, il tombe rapidement en déliquescence à l'air. Sa dissolution est incristallisable et légèrement acide, et lorsqu'on y verse de l'acide sulfurique concentré, il s'en dégage de l'acide hydriodique, de l'iode et de l'acide sulfureux, ce qui provient de ce qu'une partie de l'acide hydriodique est décomposée par une partie de l'acide sulfurique.

Le meilleur moyen de l'obtenir consiste à chauffer le zinc avec un excès d'iode dans un tube de verre.

Il est formé de 100 d'iode et de 26,225 de zinc.

Iodure de fer. Cet iodure, qui s'obtient comme celui de zinc, est brun, fusible à la chaleur rouge, fortement styptique; il décompose l'eau tout-à-coup, passe à l'état d'hydriodate en s'y dissolvant, la colore en vert clair, et possède d'ailleurs les autres propriétés indiquées (248).

Iodure d'étain. Réduit en poudre, il est d'un jaune-orangé sale; sa saveur est acide; mis en contact avec l'eau, il donne lieu à de l'acide hydriodique soluble et à de l'oxide d'étain insoluble : l'oxide se précipite tout entier lorsque l'eau est en quantité un peu considérable; une partie reste, au contraire, dissoute dans l'acide lorsque

Digitized by Google

l'eau est en petite quantité ; alors, en filtrant la liqueur et l'évaporant doucement, l'on en retire un sel soyeux et orangé.

Pour obtenir cet iodure, il faut employer le même procédé que celui par lequel on obtient l'iodure de zinc.

Iodure d'antimoine. — L'antimoine présente sensiblement, avec l'iode, les mêmes phénomènes que l'étain.

Iodure de nickel. Lorsqu'on chauffe dans un tube de verre le nickel en poudre avec l'iode, il se produit une substance, brune, fusible, soluble dans l'eau qu'elle colore en vert léger. Cette substance, qui est un véritable iodure, consiste en 320 d'iode et 100 de métal. (M. Lassaigne, *Ann. de Chim. et de Phys.*, XXI, 260.)

Iodures de mercure. Ces iodures sont au nombre de deux, le protiodure et le deutiodure : le premier est jaune, et le second rouge. Soumis à l'action du feu, celui-ci jaunit, se fond ensuite, prend une apparence onctueuse, puis se volatilise et cristallise en belles lames rhomboïdales qui, à une température élevée, sont d'un jaune d'or, et qui, à la température ordinaire, deviennent d'un rouge éclatant. Tous deux sont insolubles dans l'eau et sans action sur elle. Ils peuvent être obtenus en broyant le mercure avec des quantités convenables d'iode ; mais l'on est plus certain de leur pureté lorsqu'on les prépare en versant de l'hydriodate de potasse dans les dissolutions mercurielles ; savoir : dans le proto-nitrate de mercure pour le protiodure, et dans l'hydro-chlorate de deutoxide mercuriel ou sublimé corrosif pour le deutiodure : ils se précipitent à l'instant même où les deux sels sont mis en contact. (*Voyez* ce qui a été précédemment dit à ce sujet, art. *Préparation*, pag. 542.) Le deutiodure étant très-soluble dans l'hydriodate de potasse et dans les sels mercuriels, il est nécessaire de ne mettre en excès ni l'un ni l'autre ; les acides et même l'alcool dissolvent aussi ce composé. (Colin, *Annales de*

Digitized by Google

Chimie, tom. XCI, pag. 252.) Dans cette préparation, l'acide hydriodique peut être substitué à l'hydriodate de potasse.

Iodures de cuivre, de plomb, de bismuth et d'argent. Tous ces iodures s'obtiennent directement, c'est-à-dire, en chauffant l'iode avec le métal, ou bien en versant de l'hydriodate de potasse dans le sulfate de cuivre, le nitrate, l'acétate de plomb, le nitrate de bismuth, le nitrate d'argent. (Voy. *Préparation*, pag. 542.)

Nous n'avons rien à ajouter à ce que nous en avons dit dans l'histoire générale des iodures, si ce n'est que les iodures de plomb et d'argent peuvent être préparés avec l'acide hydriodique aussi bien qu'avec les hydriodates, et que l'iodure d'argent, qui, comme ceux de cuivre, de plomb, de bismuth et de mercure, n'a aucune action sur l'eau, est du petit nombre des composés d'argent insolubles dans l'eau que l'ammoniaque ne puisse pas dissoudre.

Des Azotures métalliques.

249 *bis*. Les seuls azotures métalliques que l'on ait pu faire jusqu'à présent sont ceux de potassium et de sodium. Comme on ne peut les obtenir qu'en traitant ces deux métaux par le gaz ammoniac, nous n'en ferons l'histoire que quand nous examinerons les propriétés de celui-ci (573 et 579 *bis*).

CHAPITRE III.

DES ALLIAGES.

250. Un alliage est la combinaison d'un métal avec un ou plusieurs métaux. On distingue chaque alliage par le nom des métaux qui le constituent : ainsi l'on appelle *alliage de plomb et d'étain* la combinaison du plomb et

Digitized by Google

de l'étain. Cependant on donne plus particulièrement le nom d'*amalgame* aux combinaisons de mercure avec les métaux : on dit alors seulement amalgame de tel ou tel métal, pour désigner l'union de ce métal avec le mercure; d'où il suit que les expressions d'*amalgame de plomb* ou *alliage de mercure et de plomb* sont synonymes, ou représentent les mêmes composés.

Puisqu'il existe quarante-un métaux, il doit exister huit cent vingt alliages binaires, en supposant que les métaux puissent se combiner tous deux à deux. Cependant on ne connaît qu'environ cent quarante alliages de ce genre. Cela tient, 1°. à ce que sept de ces métaux n'ont point encore pu être réduits ni par conséquent combinés avec les autres; 2°. à ce qu'il en est qu'on ne se procure que difficilement, et qui n'ont été combinés qu'avec un petit nombre; 3°. à ce qu'on n'a point tenté toutes les combinaisons possibles, même avec les métaux les plus communs. Ces obstacles, en disparaissant, permettront sans doute de multiplier beaucoup le nombre des alliages connus; mais il n'est pas probable qu'on obtienne jamais tous ceux que la théorie indique. En effet, il y a des métaux qui ont si peu d'affinité réciproque, que jusqu'à présent il a été impossible de les combiner, quoiqu'on se soit efforcé de le faire; ils ne sont pas en grand nombre, à la vérité : on en rencontre surtout parmi ceux dont le degré de fusibilité et de volatilité est très-différent; on en rencontre peu, au contraire, parmi ceux dont le degré de fusibilité est presque le même, et qu'on peut mettre complétement en fusion : c'est que, dans ce cas, les métaux se trouvent dans les circonstances les plus favorables à leur union, au lieu que, dans le premier, la cohésion du métal peu fusible et l'expansion du métal volatil sont deux circonstances qui tendent à la détruire.

On concevra très-bien ce résultat si l'on se rappelle

Digitized by Google

que deux corps ne peuvent s'unir qu'autant que leur affinité réciproque est plus forte que leur cohésion. Or, pour vaincre la cohésion des corps solides et rendre l'affinité prépondérante, on est obligé de pénétrer ces corps de calorique; il arrivera donc de là que si l'un est presqu'infusible et l'autre très-volatil, ils ne s'uniront pas, à moins que l'affinité qui tend à les rapprocher ne soit très-forte, car celui qui est volatil sera réduit en vapeur alors que la cohésion de l'autre sera vaincue. Si, au contraire, ces corps sont à-peu-près aussi fusibles l'un que l'autre, ils se trouveront par la fusion dans les circonstances les plus favorables à leur union, et ils s'uniront toujours, à moins que leur affinité ne soit très-faible.

Si l'on est loin de connaître tous les alliages binaires qu'il est possible de faire, on est bien plus éloigné de connaître les alliages ternaires, etc., qui peuvent exister; mais, indépendamment des causes que nous avons assignées, et qui s'appliquent précisément au cas que nous considérons, il faut ajouter surtout que nous ne sommes si peu avancés sur ceux-ci que parce qu'on ne s'en est presque point occupé : aussi ne peut-on citer que quelques alliages ternaires qui aient été décrits, et à peine en pourrait-on citer de quaternaires.

Il n'en est pas des alliages comme des oxides, des acides, etc.; ils ne sont soumis à aucune loi dans leur composition; du moins la plupart semblent pouvoir se combiner en toutes sortes de proportions : par exemple, 100 parties d'étain s'unissent avec 1, 2, 3, ... 100 parties de plomb et plus, etc.

250 *bis. Propriétés physiques.* — Les alliages ont les plus grands rapports avec les métaux dans leurs propriétés physiques : tous sont solides à la température ordinaire, excepté l'alliage formé d'une certaine quantité de potassium et de sodium, et les amalgames dans lesquels le

Digitized by Google

mercure est très-prédominant; tous sont brillans en masse, et même en poussière, quand elle n'est pas trop ténue; tous ont une couleur qui leur est propre; tous ont une grande densité, quand celle des métaux alliés est très-grande elle-même; tous sont presque complétement opaques; tous sont excellens conducteurs du fluide électrique; tous cristallisent plus ou moins bien; tous sont plus durs, plus cassans, plus aigres ou moins ductiles que ne le sont, terme moyen, leurs principes constituans, et l'on remarque d'ailleurs que ceux que l'on peut forger à froid sont presque tous fragiles à chaud, lorsqu'ils résultent de deux métaux dont le degré de fusion est bien différent, parce qu'une partie du plus fusible tend à fondre et à se séparer. Quelques-uns ont une odeur particulière; plusieurs sont très-résonnans et élastiques.

Nous ne pouvons donner de tableau de ces diverses propriétés; elles varient en raison des principes qui constituent l'alliage, et d'ailleurs on ne les a point assez étudiées pour des proportions déterminées : nous nous bornerons à présenter quelques réflexions générales relativement à quelques-unes d'entre elles.

1°. Tous les alliages formés de métaux cassans le sont eux-mêmes, sans aucune exception.

2°. Les alliages qui résultent de la combinaison de métaux ductiles avec les métaux cassans sont tous cassans lorsque le métal cassant est très-prédominant; ils sont tous, au contraire, à quelques exceptions près, plus ou moins ductiles lorsque le métal ductile est très-prédominant; et ils sont presque tous cassans lorsque le métal ductile et le métal cassant sont unis en proportions qui ne s'éloignent pas trop l'une de l'autre.

3°. Parmi les alliages qui résultent de la combinaison de métaux ductiles entre eux, il y en a presque autant de cassans que de ductiles, lorsqu'ils sont formés dans des

Digitized by Google

proportions presque égales; mais lorsque l'un des deux métaux est très-prédominant, ils sont le plus souvent ductiles (*a*).

4°. On observe que la densité des alliages est tantôt plus grande, tantôt plus petite que la densité moyenne des métaux qui les constituent; de sorte que les métaux, au moment où ils s'unissent, diminuent ou augmentent de volume.

Alliages dont la densité est plus grande que la densité moyenne des métaux qui les constituent.	*Alliages dont la densité est moins grande que la densité moyenne des métaux qui les constituent.*
Or et zinc.	Or et argent.
Or et étain.	Or et fer.
Or et bismuth.	Or et plomb.
Or et antimoine.	Or et cuivre.
Or et cobalt.	Or et iridium.
Argent et zinc.	Or et nickel.
Argent et plomb.	Argent et cuivre.
Argent et étain.	Cuivre et plomb.
Argent et bismuth.	Fer et bismuth.
Argent et antimoine.	Fer et antimoine.
Cuivre et zinc.	Fer et plomb.
Cuivre et étain.	Etain et plomb.
Cuivre et palladium.	Etain et palladium.
Cuivre et bismuth.	Etain et antimoine.
Cuivre et antimoine.	Nickel et arsenic.
Plomb et bismuth.	Zinc et antimoine.
Plomb et antimoine.	
Platine et molybdène.	
Palladium et bismuth.	

(*a*) Cependant l'or devient cassant, d'après M. Hatchett, en se combinant avec $\frac{1}{1920}$ de son poids de plomb ou d'antimoine.

Digitized by Google

251. *Propriétés chimiques.* — Les alliages ont autant de rapports avec les métaux non alliés dans leurs propriétés chimiques que dans leurs propriétés physiques.

Lorsqu'on expose un alliage à l'action du feu, il s'échauffe rapidement, se dilate plus ou moins, et entre en fusion à un certain degré de chaleur. On ne connaît la dilatation que d'un très-petit nombre d'alliages. On ne connaît aussi le degré de fusion que de quelques-uns; mais on remarque, en général, qu'un alliage est toujours plus fusible que le métal le moins fusible qui entre dans sa composition, et que, quand les métaux dont il est formé sont à-peu-près fusibles au même degré, il entre aussi presque toujours plus facilement en fusion que le plus fusible d'entre eux. L'alliage le plus remarquable par sa fusibilité est sans doute celui qui est formé de 8 de bismuth, de 5 de plomb et de 3 d'étain : il suffit de l'exposer à la vapeur de l'eau bouillante pour le voir promptement couler.

Après avoir fondu un alliage, si on le fait refroidir en l'abandonnant à lui-même, il se solidifie et cristallise confusément; mais si la surface étant figée, l'on décante les parties intérieures encore liquides, il en résulte souvent que les parties extérieures cristallisent plus ou moins régulièrement.

Si, au lieu de soumettre un alliage au degré de chaleur qui le fond, on l'expose à un degré de chaleur supérieur, et si cet alliage est formé d'un métal fixe et d'un des métaux volatils, qui sont le mercure, l'arsenic, le potassium, le tellure, le cadmium et le zinc, il se décompose en tout ou en partie; il se décompose complétement dans le cas où il contient du mercure, à cause de la volatilité de ce métal; il ne se décompose, au contraire, presque jamais complétement dans le cas où il contient de l'arsenic, du potassium, du tellure, et surtout du zinc, parce que ces

Digitized by Google

métaux sont moins volatils que le mercure; et encore est-il nécessaire, pour que la décomposition soit très-sensible, que l'alliage contienne une assez grande quantité de ces métaux, surtout de zinc : d'ailleurs, dans tous les cas où elle s'effectue, elle est d'autant plus prompte que le métal fixe réagit moins sur le métal volatil, que celui-ci est doué d'une plus grande volatilité, et que la température est plus élevée. Tous ces résultats se constatent en introduisant l'alliage dans une petite cornue de grès, plaçant la cornue dans un fourneau à réverbère, et adaptant à son col une allonge qui communique avec un récipient. Ce n'est que pour les alliages à base de potassium qu'il faut employer de préférence un vase d'une moindre capacité, par exemple, un tube de porcelaine; il est même nécessaire de le remplir de gaz azote auparavant; sans cela, comme l'on n'opère que sur une petite quantité d'alliage, l'oxigène de l'air qu'il contiendrait oxiderait en partie le potassium.

Les alliages formés de métaux fixes et de métaux volatils ne sont pas les seuls que la chaleur puisse décomposer : en effet, lorsqu'un alliage est formé de deux métaux qui fondent à des températures très-différentes, et que cet alliage contient une assez grande quantité du métal le plus fusible, on peut séparer en grande partie ces métaux en les exposant à une température capable de fondre l'un, et insuffisante pour opérer la fusion de l'autre. Cette opération est connue sous le nom de *liquation*. On la pratique en grand pour extraire l'argent du cuivre : on combine le cuivre argentifère (1236) avec 3 ½ fois son poids de plomb, et on expose l'alliage ternaire à une température convenable. Le plomb entraîne l'argent dans sa fusion, et laisse le cuivre sous la forme d'une masse solide, poreuse, criblée d'une multitude de trous. L'argent est ensuite retiré du plomb par un autre procédé (1234.)

Digitized by Google

Il est possible, jusqu'à un certain point, de juger de l'action du gaz oxigène et de l'air sur les alliages par celle que ces gaz exercent sur les métaux qui les constituent (132). Lorsqu'un alliage est formé d'un métal capable d'absorber le gaz oxigène, et d'un autre qui n'est pas doué de cette propriété, l'alliage absorbe ce gaz de telle sorte que le premier métal passe seul à l'état d'oxide, et que l'autre est mis en liberté; mais lorsque les métaux qui composent un alliage sont capables d'absorber tous deux le gaz oxigène, l'alliage s'oxide entièrement. Cependant, si l'un des métaux est bien plus facile à oxider que l'autre, on peut obtenir celui-ci presque pur, en suspendant l'opération à une certaine époque : c'est ce que nous offrent tous les alliages de potassium et de sodium avec les autres métaux; c'est ce que nous offre encore, jusqu'à un certain point, l'alliage d'étain et de cuivre. On observe en général que les métaux à l'état d'alliage s'oxident moins bien qu'isolément; quelques-uns seulement font exception : tels sont surtout le plomb et l'étain : alliés dans le rapport de 3 à 1, ces métaux, au degré de chaleur voisin du rouge-brun, brûlent avec lumière et s'oxident presque instantanément, tandis que chacun en particulier, dans les mêmes circonstances, s'oxide lentement et sans dégager de lumière. Cet effet est probablement dû à une combinaison entre leurs oxides.

État naturel. — On rencontre différens alliages dans la nature; ces alliages sont assez nombreux, savoir : — six résultant de la combinaison de l'arsenic, 1°. avec le bismuth, 2°. avec l'antimoine, 3°. avec le cobalt, 4°. avec le nickel, 5°. avec le fer, 6°. avec l'argent; — un seul, composé de fer et de nickel; — un de mercure et d'argent; — un d'argent et d'antimoine; — un d'antimoine et de nickel, et un d'antimoine, de nickel et de cobalt. (Vauquelin, *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. xx, pag. 421.)

Digitized by Google

Outre ces différens alliages, on pourrait en citer encore plusieurs autres, et surtout ceux qui se trouvent dans les mines de tellure et de platine (157 et 165).

251 *bis. Préparation.* — Les alliages se font en chauffant convenablement, dans un creuset, les métaux dont ils doivent être formés : pour cela, après avoir recouvert le creuset d'un couvercle, on le place dans un fourneau ordinaire, ou bien dans un fourneau à réverbère, ou bien encore dans un fourneau de forge, selon que les métaux alliés exigent plus ou moins de feu pour entrer en fusion. Lorsqu'ils sont bien fondus, on brasse le bain avec soin : sans cela, s'il y avait une grande différence entre la pesanteur spécifique des métaux, l'alliage ne serait point homogène; la partie inférieure de cet alliage contiendrait le métal le plus pesant en plus grande quantité que la partie supérieure. Les métaux ayant été brassés convenablement, on est certain qu'ils sont bien alliés : on retire le creuset du feu, et on coule l'alliage. Si les métaux étaient volatils, ou si l'un des deux l'était, il faudrait se garder d'exposer l'alliage à une trop haute chaleur.

Ce procédé est légèrement modifié pour la préparation des alliages de potassium et de sodium connus jusqu'à présent, parce qu'elle ne peut avoir lieu que sur de petites quantités de matière, et qu'elle doit être faite de manière que ces métaux ne soient point en contact avec l'air. Alors on se sert d'un tube de verre fermé par l'une de ses extrémités; on met le potassium ou le sodium au fond du tube, et on les recouvre du métal avec lequel on veut les allier; puis saisissant le tube avec une pince, on le chauffe jusqu'à ce que les métaux soient fondus.

Usages. — Il n'y a qu'un très-petit nombre d'alliages employés. Ces alliages sont au nombre de douze, savoir : l'alliage de mercure et d'étain, de mercure et d'argent, de mercure et d'or, d'étain et de plomb, d'étain et de

Digitized by Google

cuivre, d'étain et de fer, de plomb et d'antimoine, de zinc et de cuivre, d'arsenic et de platine, de cuivre et d'argent, de cuivre et d'or, de zinc, de mercure et d'étain. (*Voyez* ces alliages, n° 253 et suivans.)

Historique. — On connaît depuis un temps immémorial la propriété qu'ont les métaux de se combiner ensemble; de sorte que, à mesure qu'on a découvert de nouveaux métaux, on a essayé de les allier à ceux qui étaient connus. Presque tous les chimistes ont eu occasion de faire des observations sur les alliages; mais ceux qui se sont occupés de ce genre de recherches avec le plus de suite et le plus de succès, sont Gellert, M. Hatchett et Ehrmann. Le premier a examiné la plupart des combinaisons des métaux ductiles avec les métaux cassans connus en 1750. (Voyez *Chimie métallurgique de Gellert*, traduite de l'allemand, tom. 1.) Le second s'est occupé de la combinaison de l'or avec presque tous les métaux. (Voyez *Expériences et Observations sur les différens alliages de l'or, leur pesanteur*, etc., traduites de l'anglais par M. Lerat.) Le troisième les a examinés, sous plusieurs points de vue, dans son *Essai sur l'art de la fusion à l'aide de l'air du feu*, publié en 1787.

Après les généralités que nous venons de présenter sur les alliages, il n'est pas nécessaire de parler de chacun d'eux en particulier. Nous nous contenterons d'étudier de cette manière les alliages qui sont employés, et ceux qui, ne l'étant pas, possèdent plusieurs propriétés remarquables. Nous nous occuperons d'abord des alliages binaires, ensuite des alliages ternaires, et enfin des alliages plus compliqués. Nous les examinerons tous suivant l'ordre de la plus grande fusibilité des métaux. Nous traiterons donc en premier lieu des amalgames ou de la combinaison du mercure avec chacun des autres métaux; puis des alliages que le potassium peut produire avec tous les métaux,

Digitized by Google

TABLEAU des Alliages binaires résultant de la combi

Bismuth.									
	Tellure.								
C		Arsenic.							
C		C	Antimoine.						
O				Cobalt.					
O			O		Manganèse.				
C			C	C	C	Molybdène.			
							Urane.		
C			C					Tungstène.	
									Chrôme.

TABLEAU des Alliages binaires résultant de la combi.

Mercure.									
C	Potassium.								
C	C $\frac{7}{30}$	Sodium.							
C	C $\frac{1}{29}$	C $\frac{1}{30}$	Étain.						
C	C $\frac{1}{51}$	C $\frac{1}{38}$	D	Plomb.					
C	C $\frac{1}{31}$	C $\frac{1}{33}$	D	A	Zinc.				
C			D $\frac{1}{4}$	D $\frac{7}{1}$	A	Argent.			
C			D $\frac{9}{100}$	A	D $\frac{1}{4}$	D	Cuivre.		
C			S $\frac{1}{11}$	C $\frac{1}{1920}$	C $\frac{1}{50}$	D	D	Or.	
C	A	A	D $\frac{24}{1}$	A	C $\frac{8}{1}$		A	D $\frac{14}{1}$	Fer.

Digitized by Google

aison des métaux. Tome 1er, page 555.

ltant de la combinaison
ussans (a).

Tun	Chrôme.	Titane.

ison des métaux ductiles entre eux.

Digitized by Google

moins le mercure, etc.; mais auparavant nous croyons devoir exposer dans un tableau, 1°. quels sont les alliages binaires connus jusqu'ici; 2°. quels sont les alliages ductiles et cassans; 3°. quels sont les métaux qui ne peuvent point s'unir, et quels sont ceux qu'on n'a point tenté d'unir. (*Voyez* le tableau ci-joint.)

Des Amalgames (*a*).

253. Les amalgames sont tantôt liquides et tantôt solides : liquides, lorsque le mercure est très-prédominant; solides, lorsqu'il ne l'est point suffisamment, et, à plus forte raison, lorsqu'il est en moins grande quantité que le métal auquel il est uni. Toutefois l'on observe de très-grandes différences à cet égard : l'alliage formé de 80 parties de mercure et de 1 de sodium est solide, tandis que l'alliage formé de 15 parties de mercure et de 1 d'étain est liquide. A l'état liquide, les amalgames ressemblent au mercure, excepté que la plupart coulent moins facilement; à l'état solide, ils sont cassans. Tous les amalgames sont blancs en général. Tous peuvent cristalliser; il ne faut pour cela que dissoudre à chaud une quantité convenable d'un métal dans le mercure, et laisser refroidir la combinaison : celle-ci se partage en deux parties, l'une solide, cristallisée, et l'autre liquide. Tous sont décomposables au moyen de la chaleur rouge (251). Presque tous, à l'état liquide, sont susceptibles de décomposition par l'air à la température ordinaire, lorsque le métal allié au mercure appartient aux quatre premières sections : alors ce métal absorbe peu à peu l'oxigène, et forme un oxide

(*a*) Ce que nous allons dire des divers genres d'amalgames ne doit s'entendre que des amalgames connus jusqu'à présent. On trouvera ces amalgames dans le tableau compris sous le n° 252.

Digitized by Google

qui se rassemble à la surface du bain : les amalgames de potassium, de barium, de strontium, de calcium, possèdent cette propriété d'une manière remarquable; celui de cuivre la possède lui-même très-sensiblement. Il est possible de les préparer tous en mettant le mercure en contact, à la température ordinaire, avec les métaux très-divisés. Qui ne sait que le mercure s'attache à l'or et le blanchit subitement, qu'il s'attache de même à l'argent. Cependant il vaut mieux faire ces sortes de combinaisons à l'aide de la chaleur : les amalgames de zinc et d'antimoine ne peuvent même bien s'obtenir qu'en fondant ces métaux, et y versant peu à peu le mercure chauffé d'avance.

Nous examinerons seulement six amalgames : ce sont ceux de potassium, de sodium, d'étain, de bismuth, d'argent et d'or.

Amalgame formé de 1 *partie de potassium et de* 145 *de mercure.* — Ressemble au mercure; absorbe le gaz oxigène de l'air à la température ordinaire, et se transforme en mercure pur et en oxide de potassium; se décompose par la chaleur; s'obtient comme nous l'avons dit précédemment (pag. 553); se forme aussitôt que le potassium entre en fusion en donnant lieu, au moment de sa formation, à un grand dégagement de calorique.

L'amalgame de potassium se fait aussi très-bien à la température ordinaire, pourvu que le potassium ne soit point oxidé : c'est pourquoi les parcelles de potassium qu'on jette sur un bain de mercure s'agitent en tous sens, vont et viennent jusqu'à ce qu'elles soient entièrement dissoutes. En ne combinant le potassium qu'avec soixante-douze fois son poids de mercure, on obtient un amalgame qui est solide, très-fusible, blanc, qui cristallise facilement, et possède d'ailleurs les mêmes propriétés que le précédent.

Digitized by Google

L'amalgame liquide, mis en contact avec l'ammoniaque ou les sels ammoniacaux, donne lieu à un hydrure ammoniacal de potassium et de mercure, très-remarquable par son aspect métallique, sa consistance, sa facile décomposition (581).

Amalgame de sodium.—L'histoire de cet amalgame est la même que celle de l'amalgame de potassium, excepté que sa formation a lieu non-seulement avec dégagement de calorique, mais encore avec dégagement de lumière.

Amalgame formé de 1 *partie d'étain et de* 10 *parties de mercure.*—Liquide, ressemble au mercure, si ce n'est qu'il est moins coulant; se décompose par la chaleur; n'absorbe que difficilement le gaz oxigène de l'air; s'obtient en chauffant doucement le mercure avec l'étain.

L'amalgame qui résulte de l'union de 1 partie d'étain et de 3 de mercure est mou et cristallise facilement : on l'obtient très-solide à parties égales.

On se sert de l'amalgame d'étain pour étamer les glaces et les mettre au tain : d'abord on étend une feuille d'étain sur une table bien horizontale; ensuite on verse sur toutes les parties de cette feuille une certaine quantité de mercure; celui-ci y adhère par sa tendance à s'unir à l'étain, et y forme une couche assez épaisse; puis l'on glisse une glace de manière à couper cette couche en deux, et enfin on charge la glace de poids; bientôt la feuille se combine intimement avec le mercure, et forme un amalgame qui s'attache fortement aux parois de la glace, et lui donne la propriété de réfléchir les objets.

Amalgame formé de 1 *partie de bismuth et* 4 *de mercure.*—En partie liquide et en partie cristallisé; entre complétement en fusion à une température peu élevée; s'attache fortement aux corps avec lesquels on le met en contact; se décompose par la chaleur, etc.; se prépare comme le précédent.

Digitized by Google

On s'en sert pour étamer intérieurement des globes de verre : pour cela, l'on fait sécher les globes ; l'on y verse, lorsqu'ils sont encore chauds, l'amalgame chaud lui-même et en parfaite fusion, et on le promène sur toute la surface du vase ; une partie de l'amalgame se solidifie et donne lieu à un étamage qui est assez beau. Peut-être serait-il possible d'étamer les glaces de petite dimension avec l'amalgame d'étain par un procédé analogue : ce procédé offrirait de grands avantages, parce que l'on ne serait point obligé de réduire l'étain en feuilles, et que l'on pourrait employer l'étain ordinaire pour la préparation de l'amalgame.

Amalgame formé de 1 *partie d'argent et de* 8 *parties de mercure.* — Mou, blanc, très-fusible ; cristallise facilement ; se décompose par la chaleur ; n'éprouve aucune altération dans son contact avec l'air ; ne se dissout que dans une grande quantité de mercure ; s'obtient en chauffant jusqu'au rouge une partie d'argent en grenaille, projetant successivement cette grenaille dans 12 ou 15 parties de mercure chauffé à environ 200°, et comprimant ensuite le mélange pour le faire passer à travers une peau de chamois : tout le mercure en excès, retenant une certaine quantité d'argent en dissolution, passe à travers la peau, tandis que l'amalgame mou reste dans le nouet qu'on a formé.

Amalgame d'or. — L'histoire de l'amalgame d'or est la même que celle de l'amalgame d'argent, si ce n'est peut-être que l'or est un peu plus soluble dans le mercure que l'argent.

Cet amalgame est employé pour dorer le cuivre jaune ou le laiton.

La première opération à laquelle on soumet le laiton consiste à le calciner ou le recuire jusqu'au rouge ; elle a pour objet de détruire les corps gras dont il pourrait être

Digitized by Google

recouvert; mais comme il s'oxide en même temps que la graisse se brûle, il faut nécessairement le décaper, et c'est l'objet de la seconde opération : celle-ci se fait en plongeant le métal dans l'acide nitrique ou l'acide sulfurique faible; après quoi on le lave, et on le sèche en le frottant avec du son ou de la sciure de bois.

Le laiton étant ainsi préparé, on se procure du nitrate de mercure par les procédés ordinaires, et de l'amalgame d'or en chauffant, dans un creuset, du mercure et de l'or laminé. Alors on le mouille avec la dissolution mercurielle, qui le recouvre tout-à-coup de mercure, et l'on applique dessus et partout de l'amalgame avec une *gratte-brosse*. Certains doreurs, au lieu d'employer la dissolution de mercure, ne font usage que d'amalgame mêlé d'un peu d'acide nitrique. Dans tous les cas, on chauffe ensuite progressivement la pièce pour pouvoir étendre plus facilement l'amalgame et pour vaporiser le mercure.

Au sortir du feu, les uns font bouillir la pièce dans l'eau, d'autres dans la décoction de réglisse, d'autres dans celle de farine de marron d'Inde; tous en même temps la frottent pour la nettoyer.

La pièce sort toujours de cette opération d'un jaune sale. On ne parvient à lui donner la couleur de l'or qu'en la couvrant d'une bouillie composée d'eau, de sel, de nitre et d'alun, l'exposant au feu, la traitant par l'eau chaude, et l'essuyant.

Enfin, on la passe à *la dent de loup* lorsqu'on veut la brunir, et on la livre au commerce.

Alliages de Potassium (252).

253 *bis*. Ces alliages sont toujours solides, excepté ceux dont le mercure et le sodium font partie, qui sont quelquefois liquides; tous sont blancs et sapides en raison du potassium qu'ils contiennent; tous, en général, sont cas-

Digitized by Google

sans, à moins qu'ils ne soient formés d'une très-petite quantité de potassium et d'une grande quantité de métal ductile, ou au contraire d'une très-petite quantité de métal ductile et d'une très-grande quantité de potassium (*a*); tous, pour ainsi dire, sont fusibles au-dessous de la chaleur rouge; tous absorbent le gaz oxigène de l'air à la température ordinaire, de telle sorte que le potassium s'oxide, et que le métal auquel il est uni est mis en liberté, pourvu toutefois qu'il ne soit pas lui-même très-oxidable; tous opèrent la décomposition de l'eau en produisant une effervescence plus ou moins vive due à l'hydrogène qui se dégage, et une liqueur alcaline provenant de la dissolution du protoxide de potassium qui se forme, etc. (*voy.* 284); enfin tous peuvent être obtenus en chauffant le potassium avec ces divers métaux dans des tubes de verre (251 *bis*).

Au moment de l'union il y a production de chaleur; quelques alliages donnent même lieu à un dégagement de lumière: tels sont ceux d'antimoine, d'arsenic, de tellure et d'étain; il est facile de s'en convaincre en les préparant sur le mercure, dans une petite cloche courbe qui contient du gaz azote (pl. xx, fig. 3). Il est très-probable qu'en chauffant les amalgames de palladium, de platine, d'or, d'argent avec le potassium, on parviendrait à faire des alliages de potassium et de platine, etc.: il en résulterait d'abord un alliage triple qui bientôt serait décomposé par une chaleur suffisante, et qui, laissant en contact le potassium et les autres métaux, molécule à molécule, leur permettrait de s'unir.

(*a*) Lorsqu'on tient pendant long-temps de la tournure de fer en contact avec le potassium au rouge-brun, cette tournure absorbe une petite quantité de potassium, devient très-flexible, et quelquefois si molle, qu'on peut la couper très-facilement avec des ciseaux, et même la rayer avec l'ongle.

Digitized by Google

Le potassium peut encore être uni à beaucoup de métaux, en mêlant ceux-ci intimement avec la moitié de leur poids environ de crême de tartre charbonnée (*a*), introduisant le mélange dans un creuset, couvrant le mélange de poussier de charbon, lutant le couvercle au creuset, et calcinant fortement le tout pendant deux heures. L'oxigène du protoxide de potassium se porte sur le charbon, et le potassium s'allie au métal en présence duquel il est. Ce procédé, employé d'abord par M. Vauquelin (*Ann. de Ch. et de Phys.*, VII, 32), a été répété, étudié, et appliqué à la préparation d'un assez grand nombre d'alliages, par M. Serullas. (*Ann. de Ch. et de Phys.*, XXI, 197; *Journal de Pharm.*, VI, 571.)

Il n'est utile d'étudier particulièrement que six alliages de potassium : ce sont ceux que forme ce métal avec le mercure, le sodium, l'antimoine, l'étain, le bismuth et le plomb. Le premier a été examiné (253) : nous allons décrire les cinq autres.

Alliage de potassium et de sodium. — Cet alliage est toujours plus fusible que le sodium; il l'est tantôt plus et tantôt moins que le potassium. Trois parties de sodium et une de potassium forment un alliage liquide à 0°, et qui, refroidi par un mélange de glace et de sel marin, se solidifie, cristallise et devient cassant; en augmentant la quantité de sodium, il devient de moins en moins fusible; en augmentant celle de potassium, il devient au contraire de plus en plus fusible : ce n'est que lorsque la quantité de potassium est très-grande qu'il commence à perdre de sa fusibilité. L'alliage qu'on forme avec 10 parties de potassium et une seule de sodium est même en-

(*a*) La crême de tartre ou le tartrate acide de potasse charbonné n'est que ce sel décomposé par le feu dans un creuset ou un têt, et par conséquent, que du charbon intimement mêlé à de la potasse ou protoxide de potassium légèrement carbonaté.

Digitized by Google

core liquide à zéro, et présente la propriété très-remarquable d'être plus léger que l'huile de naphte ou de pétrole rectifiée; mais celui qu'on formerait avec 30 parties de potassium et une de sodium serait beaucoup moins fusible. Ces alliages sont plus ou moins volatils, très-sapides, cassans, blancs comme l'argent, cristallisent facilement. Exposés à l'air à la température ordinaire, ils s'altèrent promptement, en absorbent peu à peu l'oxigène, l'eau et l'acide carbonique, et se transforment ainsi, au bout d'un certain temps, en sous-proto-carbonates. Plongés dans l'huile de naphte, ils s'altèrent même encore lorsque cette huile a le contact de l'air : le potassium s'oxide toujours et bien plus promptement que le sodium, de sorte que, quand le sodium est allié à un peu de potassium, on peut employer ce procédé pour le purifier; l'alliage étant cassant et le sodium ductile, il est facile de reconnaître l'époque à laquelle celui-ci est pur.

Les alliages de potassium et de sodium se préparent en chauffant ensemble ces métaux dans l'huile de naphte; cette huile doit être contenue dans une petite capsule ou plutôt dans un tube de verre. On peut encore faire ceux qui sont fusibles à la température ordinaire sans les exposer à l'action du feu; il ne faut pour cela qu'introduire dans un petit tube de verre des quantités convenables de potassium et de sodium, et exercer sur eux une légère pression : bientôt, en effet, on les voit s'allier et se liquéfier.

Alliage de potassium et de bismuth. — Il s'obtient en calcinant un mélange intime de 60 grammes de crème de tartre charbonnée et de 120 de bismuth, comme nous l'avons exposé précédemment (253 *bis*). Cet alliage, riche en potassium, étincelle quand on le coupe avec des ciseaux, fond et brûle quand on le brise, et décompose vivement l'eau.

Digitized by Google

En ajoutant au mélange ci-dessus 10 à 12 grammes de charbon ordinaire, on obtient un pyrophore qui, au contact de l'eau, s'enflamme et produit de petites fulminations (M. Serullas).

Alliage de potassium et d'étain.—Les doses à employer pour l'obtenir sont 100 grammes d'oxide d'étain, 60 de crème de tartre charbonnée, et 8 de noir de fumée. En doublant la quantité de charbon, le produit est un véritable pyrophore.

Alliage de potassium et de plomb.—100 grammes de protoxide de plomb et 60 de crème de tartre charbonnée sont très-propres à la préparation de cet alliage. Il est d'un blanc argentin, très-fragile, et devient pyrophorique par l'addition de 5 à 6 grammes de noir de fumée au mélange qui le produit.

Alliage de potassium et d'antimoine.—Il peut être obtenu comme celui de bismuth.

Lorsqu'on calcine fortement avec les précautions prescrites (253 *bis*) 100 grammes d'antimoine, 75 de crème de tartre charbonnée et 12 de noir de fumée, bien mêlés sur le porphyre, il en résulte un produit fulminant au contact de l'eau. Le produit ne doit être retiré du creuset qu'après son entier refroidissement; sans cela il pourrait s'enflammer et faire explosion. 100 grammes d'émétique ou tartrate de potasse et d'antimoine, porphyrisés avec 3 grammes de noir de fumée ou de charbon ordinaire et calcinés de la même manière que le précédent mélange, donnent lieu à un semblable produit. Ces sortes de produits développent assez de chaleur dans leur contact avec l'eau, par la décomposition qu'ils en opèrent, pour mettre le feu à de la poudre sous ce liquide.

Indépendamment des quatre alliages précédens, obtenus et examinés par M. Serullas, ce chimiste en a préparé par le même procédé plusieurs autres, savoir : un

Digitized by Google

alliage triple avec le cuivre et l'antimoine ; un autre également triple avec l'antimoine et l'argent ; un troisième avec l'antimoine et le fer. (*Voy.* Mém. cités,) (253 *bis.*)

Alliages de Sodium (252).

254. L'histoire de ces alliages est sensiblement la même que celle des alliages de potassium. Tous se font, comme ceux-ci, avec dégagement de calorique, quand l'union du sodium avec les métaux est directe ; quatre alors dégagent de la lumière au moment de leur formation ; savoir : ceux de mercure, d'antimoine, de tellure et d'arsenic. (*Voyez*, pour plus de détails sur ces alliages, les *Recherches physico-chimiques*, tom. 1, pag. 111 et 217.)

Alliages d'Étain (252).

254 *bis*. On observe, en général, qu'il ne faut qu'une très-petite quantité d'étain pour diminuer singulièrement la ductilité des métaux avec lesquels on l'allie, et les rendre beaucoup plus durs qu'ils ne le sont : un huitième ou même un dixième d'étain suffit souvent pour cela.

Parmi les alliages d'étain, il n'y en a que huit qui méritent d'être examinés : ce sont ceux que forme l'étain avec le mercure, le potassium, le sodium, le bismuth, le plomb, l'arsenic, le cuivre, le fer. Trois de ces alliages ont été étudiés en général ou en particulier (253, 253 *bis*, 254). Examinons maintenant les autres.

Alliage formé de 1 *partie d'étain et de* 2 *de plomb.* — Solide, d'un blanc gris, malléable, plus fusible que l'étain ; sans action sur le gaz oxigène sec à la température ordinaire ; absorbe lentement le gaz oxigène humide à cette température ; les absorbe l'un et l'autre au degré de la chaleur rouge, et brûle comme un pyrophore, en donnant lieu à une combinaison d'oxide d'étain et d'oxide

Digitized by Google

de plomb ; se comporte avec l'air comme avec le gaz oxigène ; n'existe point dans la nature ; s'obtient très-facilement par le premier procédé dans un fourneau ordinaire (251 *bis*) ; est employé pour souder les tuyaux de plomb, et par cette raison connu sous le nom de *soudure des plombiers*.

Lorsqu'au lieu de combiner l'étain avec 2 parties de plomb on le combine avec 3 parties de ce métal, il en résulte un alliage qui brûle plus facilement encore que le précédent.

Alliage d'étain et de bismuth. L'on prétend que les potiers d'étain sont dans l'usage de combiner ce métal avec une petite quantité de bismuth pour obtenir un alliage plus dur : ce qu'il y a de certain, c'est que le bismuth donne de la dureté à l'étain.

Alliage formé de 3 *parties d'étain et de* 1 *partie d'arsenic.* — Blanc, très-brillant, très-cassant ; cristallise en lames très-larges ; plus fusible que l'arsenic, mais moins que l'étain ; se décompose en partie lorsqu'on le chauffe fortement ; absorbe le gaz oxigène à une température élevée, et se transforme en deutoxide d'arsenic qui se volatilise sous forme de vapeurs blanches, et en oxide d'étain fixe ; n'existe point dans la nature ; s'obtient en chauffant jusqu'au rouge-brun, dans un creuset couvert, 3 parties d'étain et une partie et demie d'arsenic (*a*).

On se sert de cet alliage dans les laboratoires pour préparer le gaz hydrogène arseniqué.

L'étain peut être rendu cassant par un vingtième de son poids d'arsenic.

Alliage formé de 11 *parties d'étain et de* 100 *de cuivre.* — Solide, jaunâtre, d'une densité plus grande que la

(*a*) On met une partie et demie d'arsenic, parce qu'il s'en volatilise une certaine quantité.

Digitized by Google

moyenne des métaux qui le constituent; plus tenace, plus dur et plus fusible que le cuivre; légèrement malléable lorsqu'il est refroidi lentement; très-malléable, au contraire, lorsqu'après l'avoir chauffé jusqu'au rouge, on le plonge dans de l'eau froide; sans action sur le gaz oxigène sec à la température ordinaire; n'en a qu'une extrêmement lente sur ce gaz humide à cette température; absorbe ce gaz, soit sec, soit humide, à l'aide de la chaleur, et donne lieu à de l'oxide d'étain et à de l'oxide de cuivre; se comporte avec l'air comme avec le gaz oxigène; n'existe point dans la nature; s'obtient par le premier procédé (251 *bis*).

C'est en le préparant dans des fours à réverbère et le coulant dans des moules convenables, que l'on fait les bouches à feu et les statues de bronze.

M. Dussaussoy a fait en 1817 un grand nombre d'expériences dans l'intention de déterminer s'il ne serait pas avantageux pour cette fabrication d'unir l'alliage au fer et au zinc; il est arrivé à ce résultat, savoir : qu'on ne devait ajouter tout au plus, sur 100 d'alliage, que 1 à 1 ½ de fer-blanc ou 3 de zinc (*Ann. de Chimie et de Physique*, tom. v, pag. 113 et 225); et qu'il fallait se servir plutôt de fer déjà uni à l'étain que de fer pur, parce que la combinaison se faisait plus facilement.

M. Puymaurin, directeur-adjoint de la Monnaie des médailles, est parvenu à faire de très-belles médailles de bronze en alliant 7 à 11 d'étain à 100 de cuivre. (*Voyez* son Mémoire publié chez Egron.)

Alliage formé de 22 parties d'étain et de 78 de cuivre. — Solide, à grains fins et serrés, d'un blanc gris; un peu plus fusible que le précédent; cassant lorsqu'il est refroidi lentement; malléable dans le cas contraire; se comporte de la même manière que le précédent avec le gaz oxigène et l'air; s'obtient par le premier procédé (251 *bis*).

Digitized by Google

Cet alliage est principalement employé pour faire les cloches. Quelquefois cependant celles-ci contiennent un peu de zinc et de plomb : par exemple, les cloches anglaises sont composées, suivant M. Thomson, de 80 de cuivre, de 10,1 d'étain, de 5,6 de zinc, et de 4,3 de plomb. Dans tous les cas, les métaux sont alliés au four à réverbère, et coulés comme pour la fabrication des bouches à feu.

On allie encore l'étain et le cuivre dans d'autres proportions pour faire, le *tam-tam* ou *gong* (*a*), les cymbales, les timbres des horloges et les miroirs de télescopes. Le tam-tam ou gong, d'après l'analyse que j'ai faite, il y a vingt à vingt-un ans, d'un fragment que M. Charles avait bien voulu me remettre, est formé d'environ 80 parties de cuivre et de 20 parties d'étain. Il en est de même des cymbales. Les timbres des horloges contiennent un peu plus d'étain et un peu moins de cuivre que le métal de cloche. Il paraît, d'après M. Watson, qu'on fait entrer un peu de zinc dans ceux des montres. Quant aux miroirs de télescopes, ils résultent d'environ 1 d'étain et 2 de cuivre. Ce dernier alliage est d'un blanc d'acier, très-dur, très-cassant, et susceptible d'un beau poli. On construit aussi des miroirs de télescopes avec un alliage quadruple de cuivre, d'étain, de platine et d'arsenic, qui semble avoir des avantages sur celui qui n'est formé que de cuivre et d'étain.

Les différens alliages de cuivre et d'étain dont nous venons de parler possèdent une propriété très-remarquable ; c'est que, comme l'a confirmé M. d'Arcet, ils deviennent très-malléables par la trempe. Prenez deux petits lingots refroidis lentement, l'un de métal de canon, l'autre de

(*a*) Instrument qui nous est venu de Chine jusque dans ces derniers temps, et qui produit un son très-éclatant par la percussion. C'est un disque peu épais, d'un assez grand diamètre, et dont les bords sont légèrement relevés.

Digitized by Google

métal de cloche : le premier sera légèrement ductile, le second sera cassant ; faites-les rougir au feu et plongez-les dans l'eau froide ; tous deux acquerront la propriété de pouvoir être forgés. Cette observation est d'autant plus importante qu'elle nous mettra à même de faire les cymbales et les tam-tams, que nous étions obligés de tirer à grands frais de la Chine et de la Turquie. En effet, lorsqu'on examine ces instrumens, l'on reconnaît qu'ils ont été travaillés au marteau. Il faut donc que d'abord ils soient coulés, puis chauffés au rouge et plongés dans l'eau froide. Devenus malléables par la trempe, ils reçoivent la forme qu'ils ont, après quoi, sans doute, on les chauffe de nouveau jusqu'à un certain point, et on les laisse refroidir tranquillement pour les rendre plus ou moins aigres et leur donner beaucoup de sonorité. Au reste, M. d'Arcet ne tardera point à publier cet art, nouveau pour l'Europe, quoique depuis long-temps il soit pratiqué en Turquie.

Le cuivre et l'étain peuvent être facilement séparés l'un de l'autre par le procédé qui a été employé pendant la révolution pour exploiter le métal de cloche. Ce procédé, que nous allons décrire sommairement, est fondé sur la propriété qu'a l'étain d'être plus fusible et plus oxidable que le cuivre.

1°. On commence par oxider entièrement une certaine quantité de métal de cloche, en le calcinant dans un fourneau à réverbère. La calcination étant achevée, l'oxide est retiré et pulvérisé.

2°. On met dans ce fourneau, ou dans un fourneau semblable, une nouvelle quantité de métal ; on le fond, et on y ajoute la moitié de son poids d'oxide provenant de la première opération ; puis, après avoir brassé le tout avec beaucoup de soin, on augmente le feu : il en résulte, au bout de quelques heures, d'une part, du cuivre sensiblement pur, et de l'autre, un composé d'oxide d'étain,

Digitized by Google

d'oxide de cuivre, et d'une petite quantité de la terre du fourneau; ce composé se rassemble, sous forme de matières pâteuses appelées *scories*, à la surface du cuivre, qui est alors en parfaite fusion. Lorsque les scories sont dans cet état, elles doivent être enlevées avec un ringard, et le bain doit être coulé; elles sont reprises d'ailleurs pour être pulvérisées et séparées, par des lavages, des fragmens de cuivre qu'elles contiennent.

100 kilogrammes de métal de cloche fournissent environ, par ce moyen, 50 kilog. de cuivre qui ne contient que $\frac{1}{100}$ de matières étrangères.

3°. On mêle les scories avec $\frac{1}{8}$ de leur poids de charbon, et on chauffe fortement le mélange dans un fourneau à réverbère : de là résultent un alliage formé d'environ 60 parties de cuivre et de 40 parties d'étain, et de nouvelles scories bien plus riches en étain que les premières.

4°. On calcine cet alliage en se servant toujours pour cela du fourneau à réverbère, mais sans agiter la masse. Il se forme peu à peu, à la surface du bain, des couches d'oxide de l'épaisseur de 5 à 6 millimètres; ces couches ont une certaine solidité et sont composées de beaucoup plus d'oxide d'étain que d'oxide de cuivre. Cette opération doit être continuée jusqu'à ce que le métal qui reste dans le fourneau soit ramené au titre du métal de cloche : alors on coule ce métal pour le soumettre aux mêmes opérations que le métal de cloche proprement dit.

5°. Les couches d'oxides qui se forment dans l'opération précédente sont réduites au fourneau à manche. (Voy. *Fourneau à manche*, 1223.) On réduit également dans ce fourneau les scories riches en étain, provenant de celles qui ont été traitées par le charbon dans le fourneau à réverbère, art 3, et l'on retire par là un alliage composé d'environ 58 de cuivre et de 72 d'étain.

6°. On calcine ce nouvel alliage dans un fourneau à

Digitized by Google

réverbère, de la même manière que l'alliage art. 4, jusqu'à ce qu'il soit au titre de ce dernier alliage, c'est-à-dire formé de parties à-peu-près égales d'étain et de cuivre; mais alors il ne se produit que de l'oxide d'étain pur ou presque pur. On enlève cet oxide, et on continue la calcination de manière à transformer l'alliage restant en oxides d'étain et de cuivre, et en métal de cloche, que l'on traite comme nous l'avons dit art. 5 et 1.

La couleur des couches d'oxides qui se forment est un signe suffisant pour reconnaître l'époque à laquelle il faut les enlever et suspendre l'opération : tant qu'elles sont blanches, c'est une preuve qu'elles ne contiennent que de l'oxide d'étain; lorsqu'elles deviennent grises, elles commencent à contenir de l'oxide de cuivre; et lorsqu'elles deviennent brunes-noirâtres, l'alliage est ramené au titre de métal de cloche.

7°. Enfin, on mêle l'oxide d'étain avec la dixième partie de son poids de charbon; on agglutine le mélange avec de l'eau, et on le traite au fourneau à manche : bientôt l'oxide d'étain se trouve réduit, et donne de l'étain presque pur. S'il contenait trop de cuivre, on le ferait fondre dans une chaudière de fonte, et on le laisserait refroidir au point où il cesserait de charbonner le papier : le cuivre, allié à une certaine quantité d'étain, se précipiterait au fond de la chaudière sous forme d'une masse pâteuse, de sorte que le bain surnageant ne serait composé que d'étain; on le puiserait, couche par couche, pour le mouler.

La première partie du procédé que nous venons d'exposer est due à Fourcroy, et la seconde, savoir, le traitement des scories, à MM. Anfrye et Lecour. D'abord tout le métal de cloche avait été exploité par le procédé de Fourcroy; il en était résulté une grande quantité de scories dont on avait essayé vainement d'extraire l'étain et le cuivre, et dont on se servait pour raccommoder ou ferrer

Digitized by Google

les chemins : c'est alors que MM. Anfrye et Lecour, s'étant occupés de cette extraction, réussirent si bien que, dans l'espace de quelques années, ils versèrent dans le commerce plusieurs centaines de milliers de kilogrammes de cuivre et d'étain. Cependant, ils finissaient par obtenir des scories tellement chargées de terre qu'ils les abandonnaient. Ces scories furent traitées avec succès par M. Bréant; mais son procédé n'ayant point été publié, nous ne pouvons en rien dire (*a*).

Cuivre étamé. — L'étamage de cuivre consiste à appliquer sur ce métal une couche très-mince d'étain; il a pour objet de prévenir l'oxidation du cuivre. On commence par décaper ou désoxider la pièce de cuivre, en la saupoudrant d'hydro-chlorate d'ammoniaque, la chauffant et la frottant avec ce sel au moyen d'une étoupe. Lorsque le cuivre est devenu très-brillant, on met une quantité d'étain convenable sur cette pièce, en ayant soin de la tenir toujours sur le feu. Bientôt celui-ci entre en fusion : alors on l'étend par le frottement sur toute la surface de la pièce de cuivre, et l'on continue de frotter jusqu'à ce que l'étamage soit achevé. Quelquefois on ajoute une petite quantité de résine pour prévenir l'oxidation de l'étain. L'étamage, même le mieux fait, n'est pas de longue durée, parce que, outre que la couche d'étain est très-mince, elle n'est point unie au cuivre; elle n'est réellement que superposée.

Alliage formé de 8 *parties d'étain et de* 1 *partie de fer.* — Solide, cassant, à grains fins et serrés, d'un blanc gris, fusible un peu au-dessous de la chaleur rouge; sans action sur le gaz oxigène sec ou humide à la température

(*a*) L'on trouvera dans les Annales de Chimie, tom. XLI, pag. 167, un rapport fait à l'Institut sur l'établissement formé par MM. Anfrye et Lecour pour extraire le cuivre et l'étain des scories du métal de cloche.

Digitized by Google

ordinaire ; absorbe ce gaz à l'aide de la chaleur, et donne lieu à de l'oxide de fer et d'étain ; s'obtient par le premier procédé (251 *bis*), en donnant le coup de feu à la forge, et recouvrant le mélange de verre pilé.

Cet alliage a été jusqu'ici sans usages; on commence actuellement à l'employer pour étamer le cuivre ; ce nouvel étamage dure plus long-temps que l'autre, et est sans inconvénient.

Le fer-blanc n'est que de la tôle ou du fer laminé, dont les deux surfaces sont recouvertes d'une petite quantité d'étain. C'est en décapant ou désoxidant d'abord la tôle, la plongeant ensuite dans un bain de suif, puis dans un bain d'étain couvert de suif fondu, et la soumettant enfin à quelques autres opérations, qui ont pour objet de rendre plus égale la couche d'étain, qu'on fait le fer-blanc. (*Voyez* la description de ce procédé, *Annales de Chimie et de Physique*, t. XII.)

Le fer-blanc anglais a obtenu, jusque dans ces derniers temps, la prééminence sur le fer-blanc français ; mais, depuis quelques années, il s'en fait en France, dans plusieurs fabriques, qui ne laisse rien à désirer.

Les fourchettes de fer s'étament par un procédé analogue, puisqu'il consiste à les récurer avec du sablon, à les plonger dans un bain d'étain couvert de sel ammoniac, et à les frotter avec des étoupes.

Lorsque l'on expose une feuille de fer-blanc à la vapeur de l'acide hydro-chlorique, ou que l'on verse à plusieurs reprises, sur cette feuille, un liquide chaud composé de 2 parties d'acide nitrique du commerce, 3 d'acide hydrochlorique liquide concentré, et 8 d'eau, qu'on tient ensuite la feuille dans un bain légèrement acidulé, et qu'on la lave, on obtient un produit qui a été observé pour la première fois, par M. Alard, il y a quelques années, et qui est connu sous le nom de *moiré métallique*. Dans

Digitized by Google

cette expérience, on ne fait évidemment que dissoudre la couche superficielle d'étain, qui est très-unie, et découvrir les autres, qui se composent d'une foule de cristaux. Le moiré consiste donc dans une véritable cristallisation, et par conséquent il variera d'aspect selon que cette cristallisation variera elle-même. Veut-on imiter la nacre de perle, il faut s'y prendre comme nous venons de le dire; s'agit-il de produire des cristallisations en étoiles, en feuilles de fougère, il suffit de chauffer le fer-blanc dans des endroits déterminés de manière à fondre l'étain; se propose-t-on de faire un dessin *granite*, etc., on élèvera la température du fer-blanc presque jusqu'au rouge, et l'on versera dessus, mais à froid, le mélange d'acide et d'eau précédemment indiqué, ou l'on plongera le fer-blanc même dans la liqueur. (Baget, *Annales de Chimie et de Physique*, t. VIII, p. 173.) Dans tous les cas, pour augmenter les reflets du moiré, il est indispensable de recouvrir les feuilles d'un vernis transparent et sans couleur, ou coloré en raison de l'objet qu'on cherche à imiter.

Alliages de Bismuth (252).

Trois seulement sont remarquables, savoir : l'amalgame de bismuth, l'alliage d'étain et de bismuth, l'alliage d'étain, de bismuth et de plomb. (*Voyez* 253, 254 *bis*, 262.)

Des Alliages de Plomb (252).

255. Il paraît qu'à parties égales, tous les alliages de plomb avec les métaux ductiles sont cassans, excepté ceux de zinc et d'étain; il paraît même, d'après M. Hatchett, que l'or peut être rendu cassant par $\frac{1}{1920}$ de plomb. (*Traduction des Expériences de M. Hatchett sur les alliages d'or, etc.*, par M. Lerat.) Le plomb, en se combinant avec les métaux, ne forme que sept alliages dont il soit

Digitized by Google

utile d'étudier les propriétés. Ces alliages proviennent de la combinaison du plomb avec le mercure, le potassium, le sodium, l'étain, l'antimoine, l'argent et l'or. Quatre de ces alliages ont été examinés en général ou en particulier (253, 253 *bis*, 254, 254 *bis*) : étudions les trois autres.

Alliage formé de 20 parties d'antimoine et de 80 parties de plomb. — Solide, malléable, beaucoup plus dur que le plomb; fusible au-dessous de la chaleur rouge-cerise; sans action sur le gaz oxigène sec ou humide à la température ordinaire; absorbe ce gaz à l'aide de la chaleur sans dégagement de lumière, et donne lieu à une combinaison jaune d'oxides de plomb et d'antimoine; n'existe point dans la nature; s'obtient par le premier procédé (251 *bis*).

C'est avec cet alliage que l'on fait les caractères d'imprimerie. Quelquefois cependant l'on y ajoute quelques centièmes de cuivre.

Lorsque l'alliage est formé de parties égales d'antimoine et de plomb, il est cassant; lorsqu'il est formé de 16 parties de plomb et de 1 d'antimoine, il est semblable au plomb, excepté qu'il est un peu plus dur.

Alliage formé de 7 parties de plomb et de 1 partie d'argent. — Blanc-grisâtre, moins ductile que le plomb, et à plus forte raison que l'argent; un peu moins fusible que le premier de ces métaux; absorbe le gaz oxigène de l'air à la température rouge, de manière à se transformer en oxide de plomb qui se vitrifie, et en argent pur. S'il contenait du cuivre, celui-ci s'oxiderait également, se combinerait et se vitrifierait avec l'oxide de plomb, de sorte qu'on obtiendrait encore l'argent pur ou presque pur. C'est sur cette propriété qu'est fondé l'art de faire des essais d'argent, et d'exploiter la plupart des mines d'argent en Europe (1237 et 2077).

Digitized by Google

Le plomb se combine facilement avec l'argent, en les chauffant ensemble dans un creuset.

Alliage formé de 1 *partie de plomb et de* 11 *parties d'or.* — Jaune-pâle; si fragile qu'il se brise comme le verre; terne, surtout intérieurement, à tel point qu'il offre dans sa cassure l'aspect de la porcelaine; plus dur et plus fusible que l'or, sans action sur l'air à la température ordinaire; en absorbe le gaz oxigène à la chaleur rouge, et se transforme en oxide de plomb qui se vitrifie, et en or pur ou presque pur. Du reste, son histoire est la même que celle de l'alliage d'argent.

D'après M. Hatchett, il suffit d'exposer l'or à la vapeur du plomb pour le rendre cassant : c'est ce qui ne paraîtra point étonnant si réellement il n'exige que $\frac{1}{1920}$ de son poids de ce métal pour acquérir cette propriété. Or, comme on est obligé d'allier l'or avec une certaine quantité de cuivre pour en faire des vases, des ornemens ou bien de la monnaie, il faut bien se garder d'employer du cuivre qui contiendrait quelques atomes de plomb.

Alliages de Cadmium (252).

La plupart des alliages du cadmium sont aigres et sans couleur. Trois seulement ont été examinés avec exactitude, savoir : celui de cuivre, celui de platine et celui de mercure.

Le mercure s'unit facilement au cadmium, même à froid; l'amalgame est d'un très-beau blanc d'argent; son tissu est grenu et cristallisé : les cristaux sont des octaèdres, composés de 100 de mercure et de 27,78 de cadmium; cet amalgame est dur et très-fragile; sa densité est plus grande que celle du mercure; une chaleur de 75° suffit pour le fondre.

100 parties de platine, chauffées avec le cadmium jusqu'à ce que l'excès de ce dernier soit volatilisé, en ont

Digitized by Google

retenu 117,3. L'alliage est très-blanc, très-aigre, difficile à fondre, et son tissu est extrêmement fin.

L'alliage formé de 100 parties de cuivre et de 84,2 de cadmium a une couleur blanche tirant un peu au jaune clair; son tissu est lamelleux; il est très-aigre; il l'est même encore d'une manière sensible quand le cadmium n'entre que pour un centième dans l'alliage. Exposé à une chaleur capable de fondre le cuivre, il laisse dégager tout le cadmium qu'il contient. Voilà pourquoi le laiton fabriqué avec des mines de zinc où se trouve du cadmium est aussi bon que celui qu'on fait avec de la calamine pure; et c'est aussi par cette raison que la tutie, ou l'oxide de zinc, qui se dépose dans les cheminées des fourneaux où l'on allie le zinc au cuivre, renferme assez souvent une certaine quantité d'oxide de cadmium.

Alliages d'Arsenic (252).

255 *bis*. Tous les métaux, même les plus ductiles, excepté le cuivre, deviennent cassans en se combinant avec 0,1 de leur poids d'arsenic. Il en est même qui n'en exigent que 0,01 à 0,02 pour perdre sensiblement leur ductilité : tel est particulièrement l'or. Plusieurs alliages d'arsenic sont capables d'être complétement et facilement décomposés par le feu dans des vaisseaux fermés : nous citerons pour exemple ceux d'or et d'argent. Tous, sans exception, sont décomposés par cet agent dans des vaisseaux ouverts : alors il se forme de l'oxide d'arsenic qui se volatilise et paraît sous forme de vapeurs blanches, tandis que le métal qui était uni à l'arsenic reste libre s'il appartient à la dernière section; ou passe lui-même à l'état d'oxide, le mercure excepté, s'il appartient aux cinq premières (*a*).

(*a*) Cependant il serait possible que, dans quelques circonstances, il se

Digitized by Google

Plusieurs arseniures se rencontrent dans la nature (*voy.* page précédente 552); il en existe dont la composition correspond à celle des arséniates ou est en proportion définie, c'est-à-dire qui renferment précisément les quantités de métaux contenus dans ces sels : tel est l'arseniure de nickel d'Allemont, analysé par M. Berthier. (*Annales des Mines*, IV, 467.)

Quoiqu'il n'y ait que deux alliages d'arsenic qui soient de quelque utilité, il y en a six qui méritent d'être étudiés : ce sont ceux à base de mercure, de sodium, d'étain, de cuivre, de fer, de platine : trois ont été examinés en général ou en particulier (253 *bis*, 254, 254 *bis*) : examinons les trois autres.

Alliage formé de 1 *partie d'arsenic et de* 10 *parties de cuivre.* — Blanc, légèrement ductile, plus dur et plus fusible que le cuivre, sans action sur le gaz oxigène de l'air à la température ordinaire, absorbe facilement ce gaz à une température élevée, et se convertit en deutoxide d'arsenic, volatil, et en oxide de cuivre, fixe; s'obtient en faisant chauffer jusqu'au rouge, dans un creuset de terre couvert, 10 parties de tournure de cuivre et un peu plus d'une partie d'arsenic. L'on prétend qu'on fait, ou qu'on faisait autrefois, des cuillers et différens vases avec le cuivre allié à l'arsenic en certaines proportions.

Alliage formé de 1 *partie d'arsenic et de* 2 *parties de fer.* — Blanc-grisâtre, sans action sur l'aiguille aimantée, très-cassant, beaucoup plus fusible que le fer; absorbe le gaz oxigène de l'air à l'aide de la chaleur, et se convertit en deutoxide d'arsenic, volatil, et en oxide de fer, fixe; s'obtient en mêlant une partie de fer en limaille avec un

---

fît une petite quantité d'arséniate, surtout dans la calcination des alliages d'arsenic et de potassium ou de sodium. Ces arséniates étant fixes, il en résulterait que tout l'arsenic ne serait point volatilisé.

Digitized by Google

peu plus d'une demi-partie d'arsenic en poudre, plaçant le mélange dans un creuset couvert, et le chauffant dans un fourneau à réverbère jusqu'à ce que l'alliage soit fondu. Quand l'alliage ne contient que la cinquième partie d'arsenic, il est encore sensible à l'aiguille aimantée.

Alliage formé de 20 d'arsenic et de 2 de platine. — Blanc-gris, très-cassant, fusible un peu au-dessus de la chaleur rouge; sans action sur l'air à la température ordinaire, en absorbe le gaz oxigène à l'aide de la chaleur, et se transforme en deutoxide d'arsenic qui se volatilise, et en platine pur; s'obtient en employant les mêmes précautions que pour la préparation de l'alliage précédent.

C'est en unissant l'arsenic avec le platine, et en décomposant ensuite cet alliage par la chaleur et l'air, que Jeannetty a extrait pendant long-temps ce métal précieux de son minerai.

Alliages de Zinc (252).

256. Un seul mérite d'être examiné: c'est celui qui résulte de la combinaison de 20 à 40 parties de zinc avec 80 à 60 parties de cuivre : il est connu dans le commerce sous les noms de *cuivre jaune*, de *laiton*; il prend aussi quelquefois ceux de *similor*, d'*or de Manheim*; dans quelques ouvrages anciens, on l'appelle même encore *alliage du prince Robert*. L'autre est le *cuivre blanc ou cuivre chinois*.

Cuivre jaune ou Laiton. — Cet alliage, dont la densité varie entre 7,824 et 8,441, est jaune, très-malléable et très-ductile à froid, fragile à une température élevée (250 *bis*), beaucoup moins bon conducteur du calorique que le cuivre, plus fusible que celui-ci, quoiqu'il n'entre en fusion qu'au-dessus de la chaleur rouge. Probablement qu'il laisse dégager un peu de zinc lorsqu'on l'expose à

Digitized by Google

un feu de forge. Sans action sur le gaz oxigène sec, à la température ordinaire, il en exerce une légère sur le gaz oxigène humide à cette température; il absorbe ce gaz sec ou humide à l'aide de la chaleur, et donne lieu à de l'oxide de zinc et à de l'oxide de cuivre; enfin il se comporte avec l'air comme avec le gaz oxigène, n'existe point dans la nature, et s'obtient par le premier procédé (251 *bis*), avec quelques précautions qu'il faut indiquer.

La préparation du laiton se fait, tantôt en unissant directement le cuivre avec le zinc métallique, à la manière ordinaire, tantôt en chauffant ensemble un mélange de charbon, de cuivre, et de carbonate de zinc, qu'on trouve abondamment dans la nature. Mais comme celui-ci renferme souvent du silicate de zinc difficile à réduire, de l'oxide de fer et des sulfures métalliques, il est nécessaire de griller le minerai pour le diviser et pour brûler, du moins, en partie, le soufre qu'il pourrait contenir; après quoi on le réduit en poudre fine au moyen de meules horizontales; quelquefois même on le blute ou on le tamise pour l'obtenir en poudre plus fine encore : c'est dans cet état qu'on l'emploie. On prend 50 parties de cette substance, on la mêle intimement avec 20 parties de charbon, et on stratifie ce mélange dans de grands creusets, avec 30 parties de cuivre en lames ou plutôt en grenaille. Ces creusets, étant convenablement chargés, doivent être exposés à l'action d'une haute température : l'oxide de zinc se réduit, et le zinc se combine avec le cuivre, à-peu-près dans le rapport de 3 à 7. La combinaison étant faite, on retire les creusets du feu, on réunit le laiton de plusieurs creusets en un sel, on le met en pleine fusion, et on le coule en planches du poids de 40 à 45 kilogrammes, dans des moules ordinairement de granit. Il paraît qu'on peut remplacer le carbonate par le sulfure de zinc ou *blende* dans la préparation du laiton. Probablement que dans

Digitized by Google

l'opération le soufre est entraîné à l'état de carbure par le charbon ; car le grillage qu'on fait subir à la blende est loin de la *désoufrer*.

Nous venons de dire que le laiton était formé de zinc et de cuivre ; mais, d'après des observations récentes de M. Chaudet, il paraît qu'il contient quelquefois 0,02 à 0,03 de plomb. Il paraît même que ce métal lui donne des propriétés qui le font rechercher par les tourneurs sur métaux. En effet, M. Chaudet, ayant eu occasion de faire l'analyse de trois échantillons de cuivre jaune, trouva que deux de ces échantillons estimés pour les ouvrages au tour, et ne convenant point pour les ouvrages au marteau, en contenaient, sur 100, l'un 2,86 et l'autre 2,15 ; que le troisième, au contraire, prisé pour les ouvrages au marteau, et d'un emploi difficile pour les ouvrages au tour, n'en contenait pas de traces. Il s'est assuré, d'ailleurs, qu'en combinant avec celui-ci les quantités de plomb précédentes, il le rendait moins ductile, et lui donnait toutes les qualités qu'y désirent trouver les tourneurs. (*Annal. de Chimie et de Physique*, t. v, pag. 321.)

C'est principalement à Liége, à Namur, dans l'ancien département de la Roër et dans le pays de Nuremberg, que se fabrique le laiton.

Ses usages sont bien connus. L'on s'en sert pour faire un grand nombre d'instrumens de physique et différens vases de ménage, tels que des chaudières, des poêlons, etc. ; il est employé aussi pour faire des épingles, des cordes d'instrumens de différentes grosseurs, des roulettes, des truelles, etc.

Alliages d'Antimoine (252).

256 *bis*. Parmi les alliages d'antimoine, il n'y en a que six qui nous offrent quelques propriétés remarquables :

Digitized by Google

ce sont les alliages d'antimoine et de potassium, de sodium, de plomb, de cuivre, d'or et de fer. Les trois premiers ont déjà été examinés en général et en particulier (253 *bis*, 254, 255); il ne nous reste plus qu'à dire un mot des deux derniers.

Alliage formé d'environ 25 parties d'antimoine et de 75 de cuivre. — Cassant, lamelleux, violet, susceptible d'un beau poli, plus fusible que le cuivre, etc.; s'obtient facilement en chauffant ensemble le cuivre et l'antimoine dans un creuset.

L'alliage cesse d'être violet quand il est formé de parties égales d'antimoine et de cuivre; à plus forte raison, quand la quantité d'antimoine est plus grande que celle de cuivre : alors il devient blanchâtre.

Alliage d'antimoine et d'or. — Cet alliage est remarquable en ce qu'il est cassant pour peu qu'il contienne d'antimoine. D'après M. Hatchett, l'or perd sa ductilité en se combinant avec $\frac{1}{1920}$ de son poids d'antimoine.

Alliage d'antimoine et de fer. — Cet alliage mérite d'être remarqué pour la propriété qu'il a de faire feu avec la lime, quand il se compose d'une partie d'antimoine et de deux parties de fer.

Alliages d'Argent (252).

257. Les combinaisons de l'argent avec le mercure, le plomb, le cuivre, l'or, sont les seuls alliages d'argent qui présentent de l'intérêt. Les deux premiers ont été étudiés (253, 255). Nous allons nous occuper des deux autres.

Ces deux alliages sont ductiles, quelle que soit la quantité d'argent, de cuivre ou d'or qui les compose; ils le sont plus ou moins selon la proportion de ces métaux.

Alliage formé de 9 parties d'argent et de 1 de cuivre. — Blanc, moins ductile et plus fusible que l'argent, sans ac-

Digitized by Google

tion sur l'air sec ou humide, à la température ordinaire; en absorbe l'oxigène à la chaleur rouge, et se transforme, dans un espace de temps plus ou moins considérable, à une température capable de le fondre, en oxide de cuivre et en argent presque pur; s'obtient en fondant ensemble l'argent et le cuivre dans un creuset.

C'est avec l'alliage dont nous venons de parler qu'on fait en France toute la monnaie d'argent : celle de *billon* contient beaucoup plus de cuivre; elle est formée de 4 parties de ce métal et d'une partie d'argent. Tous les ustensiles, vases et ornemens d'argent résultent également de la combinaison du cuivre avec l'argent. Les uns, tels que les couverts et la vaisselle, résultent de 9 parties et demie d'argent et une demi-partie de cuivre; et les autres, tels que les bijoux, etc., de 8 parties d'argent et de 2 de cuivre. Ces différentes proportions dans lesquelles on allie l'argent au cuivre constituent ce qu'on appelle les *titres de l'argent*.

On dit de ces alliages qu'ils sont à un *titre* d'autant plus élevé qu'ils contiennent plus d'argent : ainsi, un lingot d'argent qui, sur 1000 parties, contient 950 d'argent, est au titre de $\frac{950}{1000}$. On voit, d'après cela, que la monnaie d'argent est au titre de $\frac{900}{1000}$; celle de billon au titre de $\frac{200}{1000}$; et que tous les ouvrages d'orfévrerie sont tantôt au titre de $\frac{950}{1000}$; et tantôt à celui de $\frac{800}{1000}$.

On détermine facilement le titre d'une pièce quelconque d'argent, en exposant un gramme de cette pièce avec plusieurs grammes de plomb, à une température élevée, dans une petite coupe ou coupelle poreuse, ordinairement faite avec des os calcinés. D'abord il se forme un alliage triple; mais bientôt le plomb et le cuivre s'oxident, se vitrifient, s'infiltrent à travers les pores de la coupelle, et laissent l'argent pur, dans cette coupelle, sous forme d'un petit bouton. (*Voyez* article *Analyse*, dernier volume.)

Digitized by Google

Outre les usages précédens, on se sert encore de l'alliage de cuivre et d'argent pour souder l'argent; mais alors on l'emploie au titre de $\frac{300}{1000}$ à $\frac{400}{1000}$: sans cela il ne serait point assez fusible.

Alliage d'or et d'argent. — Sa dureté est plus grande que celle de l'un des deux métaux qui le composent, et sa fusibilité plus grande que celle de l'or. Sa couleur varie : elle est verdâtre lorsque l'argent n'entre que pour une petite quantité dans l'alliage ; elle est blanche lorsqu'il y entre pour les $\frac{2}{3}$,

Dans aucun cas, soit à la température ordinaire, soit à une température élevée, l'alliage ne s'oxide pas dans son contact avec le gaz oxigène ou l'air atmosphérique. On l'obtient en faisant fondre l'argent et l'or dans un creuset.

L'or qu'on trouve dans la nature est toujours combiné avec une petite quantité d'argent. Il en est presque toujours de même de l'argent naturel par rapport à l'or. Aussi les lingots d'or et les lingots d'argent du commerce contiennent-ils toujours, les premiers un peu d'argent, et les seconds un peu d'or. Ce n'est que lorsque les lingots d'argent contiennent au moins trois millièmes d'or qu'on peut extraire celui-ci avec avantage.

En combinant 708 parties d'or pur avec 292 parties d'argent pur, on obtient un alliage vert, que l'on appelle *or vert.*

Le vermeil n'est que de l'argent doré avec un amalgame d'or. Cette dorure se fait comme celle du cuivre (253).

Alliages de Cuivre (252).

258. Le cuivre forme six alliages, dont il est utile d'étudier les propriétés d'une manière particulière. Ces alliages résultent de la combinaison de ce métal avec l'étain, l'arsenic, le zinc, l'antimoine, l'argent et l'or. Les cinq

Digitized by Google

premiers ont été examinés en général ou en particulier (254 *bis*, 255 *bis*, 256, 256 *bis*, 257). Nous allons examiner le dernier ou celui de cuivre et d'or, qui est toujours plus ou moins ductile, quelles que soient les quantités d'or et de cuivre qui le composent.

Alliage formé d'une partie de cuivre et de 9 parties d'or. — Jaune d'or; moins ductile, plus dur et plus fusible que l'or; sans action sur le gaz oxigène sec ou humide à la température ordinaire; absorbe ce gaz à une chaleur rouge, et se transforme, à un degré de chaleur capable de le fondre, en oxide de cuivre et en or presque pur; se comporte avec l'air comme avec le gaz oxigène; n'existe point dans la nature; s'obtient en fondant ensemble le cuivre et l'or dans un creuset.

C'est avec cet alliage qu'on fait en France la monnaie d'or (*a*). Les vases, les ornemens, et en général tous les ustensiles d'or sont aussi formés d'or et de cuivre. Les uns sont au titre de $\frac{920}{1000}$; les autres sont au titre de $\frac{840}{1000}$; enfin il en est qui sont à $\frac{750}{1000}$. Il existe donc trois titres pour les ouvrages d'or, tandis qu'il n'en existe que deux pour les ouvrages d'argent. Nous devons faire observer que comme l'or naturel contient toujours une petite quantité d'argent qu'on ne pourrait en séparer avec avantage, il s'ensuit que cet argent fait nécessairement partie des monnaies, ainsi que de tous les ouvrages en or; en sorte que, rigoureusement parlant, ces monnaies et ouvrages sont des alliages triples, mais qui contiennent toujours la quantité d'or énoncée dans les titres précédens. La présence de cette petite quantité d'argent rend la détermination du titre d'une

(*a*) Dans les hôtels de monnaies, on se sert de creusets de plombagine très-épais pour allier l'or au cuivre, et de creusets de fer battu pour allier le cuivre à l'argent. Dans les deux cas, on brasse l'alliage avec beaucoup de soin, et on l'essaie de temps en temps.

Digitized by Google

pièce d'or plus difficile que celle d'une pièce d'argent. En effet, après avoir traité une partie de cette pièce par le plomb, à une haute température, dans un vase poreux comme nous l'avons dit précédemment (257), et en avoir séparé ainsi tout le cuivre, il faut en séparer l'argent; mais l'on ne peut bien séparer ces deux métaux que par l'acide nitrique. Or, la quantité d'argent étant trop petite, l'acide ne dissoudrait que les parties de ce métal qui sont à la surface : de là la nécessité d'ajouter de l'argent : on en emploie ordinairement trois fois autant que d'or. On met l'argent, l'or et le plomb dans la coupelle; on obtient par ce moyen, après la coupellation, un alliage très-riche en argent, qui, laminé et mis en contact avec l'acide nitrique, cède à celui-ci tout l'argent qu'il contient; de sorte que l'or restant parfaitement pur, il ne s'agit plus que de le mettre dans la balance pour en apprécier le poids. (*Voyez* dernier volume, article *Essai d'or.*)

Alliages d'Or (252).

259. De tous les alliages que peut former l'or, il n'en est que cinq dont les propriétés doivent être étudiées d'une manière particulière : ce sont ceux qui résultent de l'union de ce métal avec le mercure, le plomb, l'argent, le cuivre et le platine. Les quatre premiers ont été examinés (253, 255, 257, 258). Nous allons examiner celui d'or et de platine.

Alliage de platine et d'or. — Cet alliage, dont se sont occupés successivement MM. Lewis, Vauquelin, Klaproth, et surtout Hatchett, est remarquable par la grande quantité d'or qui doit entrer dans sa composition pour devenir légèrement jaune. Celui qui est formé de 4 parties d'or et d'une partie de platine a sensiblement la même couleur que le platine pur : l'alliage est encore blanc lors

Digitized by Google

même qu'il contient onze fois autant d'or que de platine; il ressemble alors à de l'argent terni, et est très-ductile et très-élastique. Dans tous les cas, cet alliage est plus fusible que le platine, et d'autant plus qu'il contient plus d'or. Il n'agit en aucune manière sur le gaz oxigène et sur l'air, soit à chaud, soit à froid : cependant il est attaquable par l'acide nitrique, ainsi que M. Vauquelin l'a reconnu, quoique cet acide soit sans action sur les métaux non alliés (378 *bis*).

L'or et le platine ne peuvent se combiner qu'à une très-haute température : on doit donc employer la forge pour les allier.

A une certaine époque, l'on a craint qu'on ne fît usage du platine pour faire de la fausse monnaie en l'alliant à l'or; mais les propriétés de cet alliage ont bientôt dissipé ces craintes, d'autant plus qu'il est extrêmement facile de reconnaître par la coupellation, à l'aspect que prend le bouton, quelques millièmes de platine dans l'or.

Alliages de Fer (252).

260. Quoique le fer puisse former un grand nombre d'alliages, il n'y en a que trois qu'il soit utile d'examiner : ce sont les alliages à base de potassium, d'étain, d'arsenic. L'examen en a été fait en général ou en particulier (253 *bis*, 254 *bis*, 255 *bis*). Nous ajouterons seulement : 1°. relativement à l'alliage de fer et de platine, qu'il est aisé de l'obtenir, qu'il entre assez facilement en fusion, et que par conséquent il faut se garder de mettre le fer en contact avec les vases de platine à une haute température; 2°. qu'il est difficile de combiner le fer avec le cuivre, et que la combinaison ne se fait bien que par l'intermède de l'étain; 3°. qu'il paraît impossible d'allier le fer à l'argent; 4°. que, suivant M. Boussingault, le silicium s'u-

Digitized by Google

nirait au fer et lui donnerait toutes les propriétés de l'acier; que l'acier de Clouet ne serait qu'un composé analogue. (*Ann. de Ch. et de Phys.*, XVI, 10.)

Alliages de Platine (252).

261. Le platine ne forme que deux alliages qu'on doive considérer en particulier : ce sont ceux à base d'arsenic et d'or : ils ont été examinés (255 *bis*, 259). Rappelons ici que M. Boussingault est parvenu à fondre le platine dans des creusets brasqués, et que le culot lui a paru être un composé de platine et de silicium (*Mém. cité*, p. 6).

Tels sont tous les divers alliages binaires employés dans les arts, ou remarquables par quelques propriétés qu'il est essentiel de connaître. Occupons-nous maintenant de l'étude des alliages ternaires et quaternaires, etc.

Des Alliages ternaires et quaternaires, etc.

262. Il est sans doute possible de faire un grand nombre d'alliages ternaires et quaternaires, puisque les métaux s'unissent presque tous les uns avec les autres, et en toutes proportions (250) : cependant on n'en connaît encore qu'un très-petit nombre. Ceux dont nous parlerons sont : 1°. l'alliage triple de bismuth, d'étain et de plomb; 2°. l'alliage triple de zinc, de mercure et d'étain; 3°. l'alliage quadruple de mercure, d'étain, de bismuth et de plomb; 4°. l'alliage quadruple de platine, de palladium, d'iridium, de rhodium; 5°. le cuivre blanc, cuivre chinois ou alliage quadruple de zinc, de cuivre, de nickel et de fer.

Alliage formé de 2 parties de mercure, d'une partie de zinc et d'une partie d'étain. — Extrêmement fragile; décomposable par la chaleur, de telle manière que le

Digitized by Google

mercure se volatilise, et que le zinc reste allié à l'étain; s'oxide lentement par le gaz oxigène humide à la température ordinaire; absorbe facilement ce gaz à l'aide de la chaleur, et se transforme en oxides de zinc et d'étain et en mercure; se comporte avec l'air comme avec le gaz oxigène; s'obtient en faisant fondre les trois métaux dans un creuset; est employé en poudre ou incorporé à la graisse, pour frotter les coussins des machines électriques.

Alliage formé de 8 parties de bismuth, de 5 parties de plomb et de 3 parties d'étain.—Gris de plomb; fusible dans l'eau bouillante et même dans celle qui n'est qu'à 90°; sans action sur le gaz oxigène sec à la température ordinaire; s'oxide lentement par le contact du gaz oxigène humide; absorbe ce gaz au moyen de la chaleur, et donne naissance à des oxides de bismuth, de plomb et d'étain; se comporte avec l'air comme avec le gaz oxigène; n'existe point dans la nature; s'obtient en fondant les trois métaux ensemble dans un creuset.

Cet alliage est employé pour *clicher* les médailles. En y ajoutant un peu de mercure, il devient beaucoup plus fusible, et peut-être qu'alors l'on pourrait s'en servir pour faire des injections anatomiques.

Alliage de platine, d'iridium, de palladium, de rhodium.—Cet alliage, qui existe dans la nature (165) et d'où l'on extrait le platine, ne sera examiné qu'à l'époque où nous nous occuperons de l'extraction de ce métal (1215).

Cuivre blanc ou Cuivre chinois.—Le cuivre blanc des Chinois est un alliage dont la sortie est prohibée en Chine, et qui, par conséquent, ne peut être exporté que par contrebande. Jusqu'à ces derniers temps, nous n'en connaissions point la composition. Le Dr Fyfe, qui vient d'en faire l'analyse, le regarde comme composé de 25,4 de zinc, 40,4 de cuivre, 31,6 de nickel, 2,6 de fer.

Digitized by Google

Cet alliage a presque le blanc de l'argent. Quand on le suspend et qu'on le frappe avec les doigts, il produit un son très-sensible à la distance de 1600 à 1800 mètres. Il est parfaitement poli, malléable à la température ordinaire et au degré de la chaleur rouge, mais très-fragile à celui de la chaleur blanche. Avec beaucoup de précautions, on parvient à le réduire en plaques minces et le tirer en fils de la grosseur d'une aiguille fine. Sa densité est de 8.432. Chauffé avec le contact de l'air, il s'oxide et brûle avec une flamme blanche. (*Ann. de Chimie et de Physique*, XXI, 98.)

Le *toutenague*, que l'on confondait avec le cuivre blanc, paraît en différer complétement. Ce serait, d'après M. Dick Lauder, un alliage aigre, grisâtre, très-peu sonore, que les Chinois exporteraient en grande quantité dans l'Inde. (*Ann. de Ch. et de Phys.*, XXII, 441.)

FIN DU TOME PREMIER.

Digitized by Google

Digitized by Google

Digitized by Google

37
8

Digitized by Google

Digitized by Google

Digitized by Google

This book should be returned to the Library on or before the last date stamped below.

A fine of five cents a day is incurred by retaining it beyond the specified time.

Please return promptly.

MAY 9 60 H

WIDENER
AUG 3 2004
CANCELLED
WIDENER
SEP 1 0 2004
BOOK DUE

Digitized by Google

Digitized by Google